PROBLEMAS Y CUESTIONES DE LAS OLIMPIADAS DE QUÍMICA

SERGIO MENARGUES IRLES

FERNANDO LATRE DAVID

AGOSTO 2007

INTRODUCCIÓN

El aprendizaje de la Química constituye un reto al que se enfrentan cada año los, cada vez más escasos, estudiantes de 2° de bachillerato que eligen las opciones de "Ciencias de la Naturaleza y de la Salud" y "Tecnología". Esto también constituye un reto para los profesores que, no sólo deben ser capaces de buscar la forma más eficaz para explicar esta disciplina, sino además, inculcar el interés que nace del reconocimiento del papel que juega la Química en la vida y en el desarrollo de las sociedades humanas.

En este contexto, las Olimpiadas de Química suponen una herramienta muy importante ya que ofrecen un estímulo, al fomentar la competición entre estudiantes procedentes de diferentes centros y con distintos profesores y estilos o estrategias didácticas.

Esta colección de cuestiones y problemas surgió del interés por parte de los autores de realizar una recopilación de los exámenes propuestos en diferentes pruebas de Olimpiadas de Química, con el fin de utilizarlos como material de apoyo en sus clases de Química. Una vez inmersos en esta labor, y a la vista del volumen de cuestiones y problemas reunidos, la Comisión de Olimpiadas de Química de la Asociación de Químicos de la Comunidad Valenciana consideró que podía resultar interesante su publicación para ponerlo a disposición de todos los profesores y estudiantes de Química a los que les pudiera resultar de utilidad. De esta manera, el presente trabajo se propuso como un posible material de apoyo para la enseñanza de la Química en los cursos de bachillerato, así como en los primeros cursos de licenciaturas del área de Ciencia y Tecnología. Desgraciadamente, no ha sido posible -por cuestiones que no vienen al caso- la publicación del material. No obstante, la puesta en común de la colección de cuestiones y problemas resueltos puede servir de germen para el desarrollo de un proyecto más amplio, en el que el diálogo, el intercambio de ideas y la compartición de material entre profesores de Química con distinta formación, origen y metodología, pero con objetivos e intereses comunes, contribuya a impulsar el estudio de la Química.

En el material original se presentan los exámenes correspondientes a las últimas Olimpiadas Nacionales de Química (1996-2007) así como otros exámenes correspondientes a fases locales de diferentes Comunidades Autónomas. En este último caso, se han incluido sólo las cuestiones y problemas que respondieron al mismo formato que las pruebas de la Fase Nacional. Se pretende ampliar el material con las contribuciones que realicen los profesores interesados en impulsar este proyecto, en cuyo caso se hará mención explícita de la persona que haya realizado la aportación.

Las cuestiones son de respuestas múltiples y se han clasificado por materias, de forma que al final de cada bloque de cuestiones se indican las soluciones correctas. Los problemas se presentan completamente resueltos. En la mayor parte de los casos constan de varios apartados, que en

muchas ocasiones se podrían considerar como problemas independientes. Es por ello que se ha optado por presentar la resolución de los mismos planteando el enunciado de cada apartado y, a continuación, la resolución del mismo, en lugar de presentar el enunciado completo y después la resolución de todo el problema. En las cuestiones y en los problemas se ha indicado la procedencia y el año.

Las cuestiones procedentes de Castilla y León han sido enviadas por José Andrés Cruz Hernández.
Las cuestiones procedentes de Extremadura han sido enviadas por Pedro Márquez Gallardo.

Los autores

1. ÁTOMOS, MOLÉCULAS Y MOLES

1.1. ¿Cuántos moles de iones se producen cuando se disuelve en agua un mol de K_2 [Ni(CN)$_4$]?
a) 5
b) 6
c) 7
d) 3
e) 4

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.N. Barcelona 2001)

1.2. El carbono natural contiene 1,11% de ^{13}C. Calcule los gramos de ^{13}C que contienen 100,0 kg de metano, CH_4.
a) $8,31 \cdot 10^2$
b) $7,48 \cdot 10^4$
c) 69,2
d) $1,11 \cdot 10^3$
e) 0,831
(Masas atómicas: C = 12; H = 1)

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

1.3. El litio natural contiene dos isótopos, ^6Li y ^7Li, con masas atómicas 6,0151 y 7,0160 y los porcentajes de abundancia son 7,42 y 92,58; respectivamente. La masa atómica media para el litio es:
a) 6,089
b) 7,0160
c) 6,01510
d) 6,941
e) 6,5156

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

1.4. ¿Cuál de las siguientes cantidades de sustancia contiene mayor número de moléculas?
a) 5,0 g de CO.
b) 5,0 g de CO_2.
c) 5,0 g de H_2O.
d) 5,0 g de O_3.
e) 5,0 g de Cl_2.
(Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1; Cl = 35,5)

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Sevilla 2004) (O.Q.L. Extremadura 2005)

1.5. Señale la proposición correcta:
a) En 22,4 L de oxígeno gaseoso, a 0° C y 1 atm, hay L (número de Avogadro) átomos de oxígeno.
b) En una reacción, el número total de átomos de los reactivos es igual al número total de átomos de los productos.
c) En una reacción entre gases, el volumen total de los reactivos es igual al volumen total de los productos (medidos a la misma presión y temperatura).
d) En una reacción, el número total de moles de los reactivos es igual al número total de moles de los productos.
e) El volumen de 16 g de oxígeno es igual al de 16 g de hidrógeno (a la misma presión y temperatura).

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

1.6. Si $2,07 \cdot 10^{22}$ átomos de un determinado elemento pesan 2,48 g; su masa molecular en $g \cdot mol^{-1}$ es:
a) 5,13
b) 36,0
c) 72,1
d) 22,4
e) 144
($L = 6,022 \cdot 10^{23}\ mol^{-1}$)

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

1.7. Se pesa un recipiente cerrado que contiene CCl_4 en estado gaseoso, a una determinada presión y temperatura. Este recipiente se vacía y se llena después con O_2 (g) a la misma presión y temperatura. Señale la proposición correcta:
a) El peso del vapor de CCl_4 es igual al peso de O_2.
b) El número de moléculas de CCl_4 es 2,5 veces mayor que el número de moléculas de O_2.
c) El número total de átomos en el recipiente cuando contiene CCl_4 es igual al número total de átomos cuando contiene O_2.
d) El número total de átomos en el recipiente cuando contiene CCl_4 es 2,5 veces mayor que cuando contiene O_2.
e) El número de moléculas de CCl_4 y de O_2 es diferente.

(O.Q.N. Burgos 1998)

1.8. ¿Cuál de las siguientes cantidades de oxígeno contiene mayor número de moléculas?
a) 2,5 moles.
b) 78,4 L en condiciones normales.
c) 96 g.
d) $1,0 \cdot 10^{24}$ moléculas.
e) 10 L medidos a 2 atm de presión y 100°C de temperatura.
($R = 0,082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$)

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Baleares 2002) (O.Q.L. Almería 2005)

1.9. En 60 g de calcio hay el mismo número de átomos que en:
a) 0,75 moles de helio.
b) 32 g de azufre.
c) 1,5 moles de dióxido de carbono.
d) 0,5 moles de dióxido de carbono.
e) 55 g de sodio.
(Masas atómicas: Ca = 40; He = 4; S = 32; C =12; O = 16; Na = 23)

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Castilla y León 2003)

1.10. El hecho de que la masa atómica relativa promedio de los elementos nunca es un número entero es debido a:
a) Una mera casualidad.
b) Que hay átomos de un mismo elemento que pueden tener distinto número de protones.
c) Que hay átomos de un mismo elemento que pueden tener distinto número de neutrones.
d) Que hay átomos de un mismo elemento que pueden tener distinto número de electrones.
e) Que cualquier elemento contiene siempre impurezas de otros elementos.

(O.Q.N. Murcia 2000)

1.11. ¿Cuál de las siguientes sustancias contiene mayor número de átomos:
5 moles de H_2O, 6 moles de CS_2, 3 moles de $NaNO_3$, 2 moles de NH_4OH o 6 moles de NaH?
a) 5 moles de H_2O.
b) 6 moles de CS_2.
c) 3 moles de $NaNO_3$.
d) 2 moles de NH_4OH.
e) 6 moles de NaH.

(O.Q.N. Oviedo 2002)

1.12. ¿Cuál de las siguientes cantidades de materia contiene mayor número de átomos?
a) 56 g de CO.
b) 44,8 L de He en condiciones normales.
c) $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas de H_2.
d) 3 moles de CO_2.
e) 2 moles de N_2.
(Masas atómicas: C = 12; O = 16)

(O.Q.N. Tarazona 2003)

1.13. La masa atómica del carbono natural es 12,011 u y la masa del ^{13}C es 13,00335 u. ¿Cuál es la abundancia relativa natural del ^{13}C?
a) 0,011%
b) 0,91%
c) 23%
d) 1,1%
e) 2,2%

(O.Q.N. Luarca 2005)

1.14. Dos compuestos formados por el mismo número de átomos de carbono, hidrógeno y oxígeno tendrán también en común:
a) El número de moléculas presentes en la misma masa.
b) Los enlaces que se forman entre dichos átomos.
c) La entalpía de combustión.
d) La reactividad.

(O.Q.L. Madrid 2003)

1.15. Señale la proposición correcta:
a) En 31,9988 g de oxígeno natural hay el mismo número de átomos que en 12,0000 g del isótopo 12 del carbono.
b) El volumen que ocupa un mol de gas es siempre igual a 22,4 L.
c) El volumen que ocupa un mol de un líquido (en cm^3) es igual a la masa de un mol (en gramos) dividido por la densidad de la sustancia en g/cm^3.
d) El volumen de un mol de sustancia sólida, líquida o gaseosa es siempre 22,4 L.

(O.Q.L. Madrid 2004)

1.16. El número de átomos de hidrógeno contenidos en dos moles y medio de hidrógeno es:
a) $12,04 \cdot 10^{23}$
b) 15,05
c) $8,30 \cdot 10^{-24}$
d) $3,01 \cdot 10^{24}$
($L = 6,022 \cdot 10^{23}\ mol^{-1}$)

(O.Q.L. Madrid 2004)

1.17. Entre las unidades utilizadas en Química, son muy conocidas:
a) El mol-gramo, que es un gramo de moléculas.
b) El peso atómico, que es la fuerza con que la gravedad terrestre atrae a los átomos.
c) La unidad de masa atómica (u), que es la doceava parte de la masa del isótopo 12 del carbono.
d) El número de Avogadro, que es la base de los logaritmos que se utilizan en los cálculos estequiométricos.

(O.Q.L. Murcia 1996)

1.18. El número atómico de un elemento viene dado por:
a) El año en que fue descubierto ese elemento.
b) El número de neutrones que posee su núcleo atómico.
c) Su masa atómica.
d) El número de protones existente en el átomo de dicho elemento.

(O.Q.L. Murcia 1996)

1.19. Al hablar de partículas elementales en reposo es cierto que:
a) La masa del protón es aproximadamente 100 veces la del electrón.
b) La masa del protón es igual a la del electrón.
c) La masa del electrón es cero.
d) La masa del protón es casi igual, pero ligeramente inferior, a la del neutrón.

(O.Q.L. Murcia 1996)

1.20. Si se tienen 56 gramos de nitrógeno, de masa atómica relativa 14, se dispone de un total de:
a) 4 átomos de nitrógeno.
b) $1{,}2 \cdot 10^{23}$ átomos de nitrógeno.
c) $2{,}4 \cdot 10^{24}$ átomos de nitrógeno.
d) $2{,}303 \cdot 10^{18}$ átomos de nitrógeno.
($L = 6{,}022 \cdot 10^{23}\ mol^{-1}$)

(O.Q.L. Murcia 1997)

1.21. ¿Qué masa, en gramos, debe corresponderle a un mol de albaricoques si una docena de ellos tienen una masa de 240 g?
a) $1{,}2 \cdot 10^{25}$
b) $6{,}02 \cdot 10^{23}$
c) Tan poco que no podría pesarse.
d) $6{,}02 \cdot 10^{-23}$
($L = 6{,}022 \cdot 10^{23}\ mol^{-1}$)

(O.Q.L. Murcia 1998)

1.22. Dos recipientes idénticos contienen, en condiciones normales, 4 g de helio y 4 g de hidrógeno, respectivamente. ¿Cuál es la relación entre el número de partículas de helio y el número de partículas de hidrógeno existentes en cada recipiente?
a) 1:1
b) 1:2
c) 1:4
d) 2:1
(Masas atómicas: H = 1; He = 4)

(O.Q.L. Murcia 1998)

1.23. El deuterio:
a) Está formado por dos átomos de uterio.
b) Es un átomo isotópico del átomo de hidrógeno.
c) Tiene configuración electrónica de gas noble.
d) Tiene su número atómico igual a 2.

(O.Q.L. Murcia 1999)

1.24. El espectro de masas del bromo, de número atómico 35, revela que en la naturaleza se encuentran dos isótopos de bromo, los de número másico 79 y 81, que se encuentran en la proporción respectiva 50,5 y 49,5 %. Por tanto, la masa atómica relativa promedio del bromo es:
a) 35,79
b) 79,81
c) 79,99
d) 81,35

(O.Q.L. Murcia 1999)

1.25. La mayoría de los cianuros son compuestos venenosos letales. Por ejemplo, la ingestión de una cantidad tan pequeña como 0,001 g de cianuro de potasio (KCN) puede ser fatal. ¿Cuántas moléculas de KCN están contenidas en dicha cantidad?
a) $9{,}26 \cdot 10^{18}$
b) $6{,}02 \cdot 10^{23}$
c) $1{,}54 \cdot 10^{-5}$
d) $1{,}54 \cdot 10^{5}$
(Datos: C = 12; N = 14; K = 39,1; $L = 6{,}022 \cdot 10^{23}\ mol^{-1}$)

(O.Q.L. Murcia 1999)

1.26. ¿Cuál de las siguientes muestras de gas contiene un menor número de moléculas?
a) 20 L de nitrógeno, a 1 atm y 600 K.
b) 10 L de dióxido de carbono (CO_2) a 2 atm y 300 K.
c) 10 L de hidrógeno, a 2 atm y 27°C.
d) 5 L de metano (CH_4) a 4 atm y 0°C.
(R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1})

(O.Q.L. Murcia 1999) (O.Q.L. Baleares 2007) (O.Q.L. Castilla y León 2003)

1.27. Al hablar de isótopos nos estaremos refiriendo a:
a) Átomos de la misma masa atómica.
b) Átomos con distinto número de electrones.
c) Átomos con el mismo número atómico pero con distinto número de neutrones.
d) Átomos con el mismo número másico pero con distinto número de protones.

(O.Q.L. Murcia 2000)

1.28. Las feromonas son un tipo especial de compuestos secretados por las hembras de muchas especies de insectos con el fin de atraer a los machos para el apareamiento. Una feromona tiene de fórmula molecular $C_{19}H_{38}O$. La cantidad de feromona normalmente secretada por una hembra es de $1,0\cdot10^{-12}$ g, aproximadamente. ¿Cuántas moléculas de feromona hay en esa cantidad?
a) $1,66\cdot10^{-36}$
b) $3,54\cdot10^{-15}$
c) $2,14\cdot10^{9}$
d) $6,02\cdot10^{11}$
(Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1; L = $6,022\cdot10^{23}$ mol^{-1})

(O.Q.L. Murcia 2001)

1.29. Por definición, el número de masa o "número másico" de un átomo indica:
a) La suma de electrones más protones presentes en el átomo.
b) La suma de neutrones más protones presentes en el átomo.
c) El número de neutrones presentes en el átomo.
d) El número de protones presentes en el átomo.

(O.Q.L. Murcia 2001)

1.30. Un átomo de carbono-14 contiene:
a) 8 protones, 6 neutrones y 6 electrones.
b) 6 protones, 6 neutrones y 8 electrones.
c) 6 protones, 8 neutrones y 8 electrones.
d) 6 protones, 8 neutrones y 6 electrones.

(O.Q.L. Murcia 2002)

1.31. Una muestra de 2 gramos de un elemento metálico contiene $3,01\cdot10^{22}$ átomos de dicho elemento. La masa atómica de dicho átomo es:
a) 19
b) 20
c) 40
d) 56
(L = $6,022\cdot10^{23}$ mol^{-1})

(O.Q.L. Murcia 2002)

1.32. Si la relación e/m (carga/masa) del protón es de X (C·g^{-1}), si su carga es de Y (C) y se considera que su masa es de 1 (g·mol^{-1}), el valor del número de Avogadro tendrá que ser igual a:
a) Y/X
b) Y+X
c) X/Y
d) 1/Y

(O.Q.L. Murcia 2003)

1.33. Considerando las siguientes especies químicas:

$$^{112}_{50}Sn,\ ^{40}_{18}Ar,\ ^{122}_{52}Te,\ ^{59}_{29}Cu,\ ^{39}_{19}K,\ ^{120}_{48}Cd$$

se puede afirmar que el:

a) $^{120}_{48}Cd$ posee el menor número de neutrones.

b) $^{40}_{18}Ar$ es la especie de menor masa atómica.

c) $^{40}_{18}Ar$ posee el menor número de electrones.

d) $^{112}_{50}Sn$ posee el mayor número de protones.

(O.Q.L. Murcia 2003)

1.34. Señale la proposición correcta:
a) 12 g de carbono contienen igual número de átomos que 40 g de calcio.
b) Dos masas iguales de los elementos A y B contienen el mismo número de átomos.
c) En 16 g de oxígeno hay tantos átomos como moléculas en 14 g de nitrógeno.
d) La masa atómica de un elemento es la masa en gramos de un átomo del elemento.
(Masas atómicas: Ca = 40; O = 16; N = 14)

(O.Q.L. Murcia 2004)

1.35. Puesto que la masa atómica del sodio es 23 y la del nitrógeno es 14, puede decirse que en 23 g de sodio:
a) Hay el mismo número de átomos que en 14 g de nitrógeno.
b) Hay el doble de átomos que en 14 g de nitrógeno.
c) Hay la mitad de átomos que en 14 g de nitrógeno.
d) No puede hacerse la comparación porque se trata de un sólido y de un gas.

(O.Q.L. Murcia 2005)

1.36. Si a la masa atómica del carbono se le asignara el valor 50 en vez de 12, ¿cuál sería la masa molecular del H_2O consistente con ese nuevo valor?
a) 56
b) 62
c) 3,1416
d) 75

(O.Q.L. Murcia 2006)

1.37. Siendo N_A el número de Avogadro, la masa en gramos de 1 unidad de masa atómica será:
a) $1/N_A$ g
b) 12 g
c) $12/N_A$ g
d) 1/12 g

(O.Q.L. Murcia 2006)

1.38. La masa molecular de una proteína que envenena los alimentos está alrededor de 900.000. La masa aproximada de una molécula de está proteína será:
a) $1,5·10^{-18}$ g
b) $1·10^{-12}$ g
c) $6,023·10^{23}$ g
d) $9·10^{-5}$ g
($L = 6,022·10^{23}\ mol^{-1}$)

(O.Q.L. Murcia 2006)

1.39. El tritio es:
a) Un trióxido de azufre.
b) Un ciclo con tres azufres.
c) Un isótopo del hidrógeno.
d) Un trímero que contiene titanio y oxígeno.

(O.Q.L. Murcia 2006)

1.40. Puede decirse que:
a) Dos iones de carga +1 de los isótopos 23 y 24 del sodio (Z = 11) tienen el mismo comportamiento químico.
b) El ion de carga -2 del isótopo 16 del oxígeno (Z = 8) presenta la misma reactividad que el ion de carga -1 del isótopo 18 del oxígeno.
c) Los isótopos 16 y 18 del oxígeno se diferencian en el número de electrones que poseen.
d) Los isótopos 23 y 24 del sodio se diferencian en el número de protones que poseen.

(O.Q.L. Murcia 2006)

1.41. Considerando un gramo de oxígeno atómico, un gramo de oxígeno molecular y un gramo de ozono. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?
a) En 1 g de moléculas de ozono es donde hay mayor número de átomos de oxígeno.
b) En 1 g de oxígeno molecular es donde hay mayor número de átomos de oxígeno.
c) Donde hay mayor número de átomos de oxígeno es en un gramo de oxígeno atómico.
d) 1 g de las tres sustancias contiene el mismo número de átomos de oxígeno.
(Masa atómica: O = 16)

(O.Q.L. Baleares 2003)

1.42. ¿Cuál de las siguientes cantidades de materia contiene mayor número de moléculas?
a) 0,25 g de SO_2.
b) 0,25 g de HCl.
c) 0,25 g I_2.
d) Todas contienen el mismo número de moléculas.
(Masas atómicas: S = 32; O = 16; Cl = 35,5; H = 1; I = 127)

(O.Q.L. Baleares 2004)

1.43. Un tazón contiene 100 mL de agua, el número de moléculas agua en el tazón es:
a) $6{,}023 \cdot 10^{23}$
b) $1{,}205 \cdot 10^{24}$
c) $3{,}35 \cdot 10^{24}$
d) 5,55
(Masas atómicas: O = 16; H = 1; L = $6{,}022 \cdot 10^{23}$ mol^{-1})

(O.Q.L. Baleares 2006)

1.44. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?
a) El número de átomos que hay en 5 g de O_2 es igual al número de moléculas que hay en 10 g de O_2.
b) La masa atómica de un elemento es la masa en gramos de un átomo de dicho elemento.
c) Masas iguales de los elementos A y B contienen el mismo número de átomos.
d) El número de moléculas de un gas en un volumen determinado depende del tamaño de las moléculas.
e) Un mol de hierro tiene un volumen de 22,4 L.

(O.Q.L. Almería 2005)

1.45. La fórmula molecular de la cafeína es $C_8H_{10}N_4O_2$. Medio mol de cafeína contiene:
a) 4 g de carbono.
b) 4 moles de átomos de carbono.
c) 8 átomos de carbono.
d) $6{,}023 \cdot 10^{23}$ átomos de carbono.
e) 4 átomos de carbono.
(Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16; N = 14)

(O.Q.L. Almería 2005)

1.46. Supuestas las siguientes afirmaciones:
1) Isótopos son átomos de un mismo elemento con diferente número de electrones.
2) La masa atómica relativa de un elemento viene dada por su número total de electrones.
3) Aproximadamente, la masa atómica relativa de un elemento es la suma de la masa de protones más la masa de los electrones.
4) Aproximadamente, la masa atómica relativa de un elemento es la suma de protones más los neutrones.
Señale cuál de las propuestas siguientes es correcta:
a) Sólo la 1 y 2 son falsas.
b) 1 y 4 son ciertas.
c) Sólo la 4 es cierta.
d) Ninguna es cierta.

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

1.47. Una muestra de 60,0 mg de X_2O_5 contiene 33,8 mg de oxígeno. La masa atómica de X es:
a) 4,98
b) 35,0
c) 31,0
d) 18,5
(Masa atómica: O = 16)

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

1.48. ¿Cuál de las siguientes cantidades de oxígeno gas contiene mayor número de moléculas?
a) 2,5 moles
b) 78,4 L medidos en condiciones normales
c) 96 g
d) 10 L medidos en a 2 atm y 100°C
(Datos: M_r O = 16 $g·mol^{-1}$; R = 0,082 $atm·L·mol^{-1}·K^{-1}$)

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

1.49. Indique cuál es la proposición correcta:
a) 1 mol de cloruro de sodio ocupa 22,4 L.
b) El agua y el ácido acético (CH_3COOH) son inmiscibles.
c) 22,4 L de monóxido de carbono, en condiciones normales, contienen $6,022·10^{23}$ moléculas.
d) El agua y el benceno (C_6H_6) son miscibles

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

1.50. Señale cuál es la proposición correcta:
a) En 11,2 L de nitrógeno gas, a 0°C y 1 atm, hay ½ L (número de Avogadro) de átomos oxígeno.
b) En una reacción entre gases, el número total de átomos de los reactivos es igual al número total de átomos de los productos.
c) En una reacción entre gases, el volumen total de los reactivos es igual al número total de los productos (medidos a la misma p y T).
d) El volumen de 16 g de oxígeno es igual al de 16 g de hidrógeno (medidos a la misma p y T).

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

1.51. Se dice que dos átomos son isótopos entre sí cuando tienen:
a) Igual composición del núcleo y diferente estructura electrónica.
b) Igual estructura electrónica y diferente número de protones en el núcleo.
c) Igual estructura electrónica y diferente número de neutrones en el núcleo.
d) Igual composición del núcleo e igual estructura electrónica.

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

1.52. ¿Cuántas moléculas de hidrógeno hay por cm^3 (supuesto comportamiento de gas ideal) en condiciones normales:
a) $10^3 \cdot 6{,}023 \cdot 10^{23} = 6{,}023 \cdot 10^{21}$
b) $2 \cdot 6{,}023 \cdot 10^{23} = 12{,}0463 \cdot 10^{23}$
c) $6{,}023 \cdot 10^{23}/(22{,}4 \cdot 10^3) = 2{,}7 \cdot 10^{19}$
d) $2 \cdot 6{,}023 \cdot 10^{23}/(22{,}4 \cdot 10^3) = 5{,}4 \cdot 10^{19}$

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

1.53. La hormona adrenalina ($C_9H_{13}NO_3$) se encuentra en una concentración en el plasma sanguíneo de $6{,}0 \cdot 10^{-8}$ g/L. Determina cuántas moléculas de adrenalina hay en 1 L de plasma.
a) $1{,}9 \cdot 10^{14}$
b) $2 \cdot 10^{14}$
c) $1{,}97 \cdot 10^{14}$
d) $1{,}90 \cdot 10^{14}$
e) $6{,}02 \cdot 10^{23}$
(Datos: C = 12; H = 1; N = 14; O = 16;L = $6{,}022 \cdot 10^{23}$ mol^{-1})

(O.Q.L. Extremadura 2003)

1.54. ¿Cuál es el número de moléculas de gas que hay en 1,00 mL de un gas ideal en condiciones normales?
a) $2{,}69 \cdot 10^{22}$
b) $6{,}02 \cdot 10^{20}$
c) $2{,}69 \cdot 10^{19}$
d) $22{,}4 \cdot 10^{19}$
e) $6{,}02 \cdot 10^{19}$
(L = $6{,}022 \cdot 10^{23}$ mol^{-1})

(O.Q.L. Extremadura 2003)

1.55. Una muestra de magnesio reacciona con un exceso de HCl y produce 2,5 L de hidrógeno gaseoso a 0,97 atm y 298 K. ¿Cuántos moles de hidrógeno gaseoso se producen?
a) 10,1 moles
b) 0,063 moles
c) 75,6 moles
d) 0,099 moles
e) 2,5 moles

(O.Q.L. Extremadura 2005)

1.56. Una muestra de materia está compuesta por tres fases diferentes con propiedades físicas distintas. Esta muestra puede ser descrita como
a) Mezcla homogénea
b) Muestra heterogénea
c) Compuesto
d) Elemento
e) Mezcla molecular

(O.Q.L. Extremadura 2005)

1.57. Los diferentes isótopos de un elemento químico dado se caracterizan por
a) Las mismas propiedades químicas, las mismas masas
b) Las mismas propiedades químicas, las masas diferentes
c) Las propiedades químicas diferentes, las masas diferentes
d) Las propiedades químicas diferentes, las mismas masas
e) Las propiedades físicas diferentes, las mismas masas

(O.Q.L. Extremadura 2005)

SOLUCIONES									
1.1	d	1.2	a	1.3	d	1.4	c	1.5	b
1.6	c	1.7	d	1.8	b	1.9	d	1.10	c
1.11	b	1.12	d	1.13	d	1.14	a	1.15	c
1.16	d	1.17	c	1.18	d	1.19	d	1.20	a
1.21	a	1.22	b	1.23	b	1.24	c	1.25	a
1.26	a	1.27	c	1.28	c	1.29	b	1.30	d
1.31	c	1.32	c	1.33	c	1.34	a	1.35	a
1.36	d	1.37	a	1.38	a	1.39	c	1.40	a
1.41	d	1.42	b	1.43	c	1.44	a	1.45	b
1.46	d	1.47	c	1.48	b	1.49	c	1.50	b
1.51	c	1.52	c	1.53	c	1.54	c	1.55	d
1.56	b	1.57	b						

2. GASES

2.1. Si para una sustancia la densidad del sólido es mayor que la densidad del líquido, la pendiente de la curva del punto de fusión es:
a) No puede determinarse sin el punto crítico.
b) Cero.
c) No puede determinarse sin el punto triple.
d) Positiva.
e) Negativa.

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

2.2. Calcule la concentración de agua en la fase gas a 25°C, si la presión de vapor de agua a esta temperatura es 3,17 kPa.
a) 0,0313 M
b) 0,00128 M
c) 0,0884 M
d) 55,4 M
e) 0,142 M
($R = 8{,}314\ J{\cdot}mol^{-1}{\cdot}K^{-1}$)

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

2.3. La temperatura crítica en un diagrama de fases para una sustancia pura es:
a) La temperatura a la que tiene lugar el punto triple.
b) La temperatura a la que termina la curva de sublimación.
c) La temperatura a la que el sólido, líquido y gas existen en equilibrio.
d) La temperatura por encima de la cual el gas no se puede licuar por aumento de presión.
e) La temperatura a la que termina la curva de puntos de fusión.

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

2.4. Volúmenes iguales (a la misma presión y temperatura) de tres gases A, B y C difunden separadamente a través de un finísimo tubo de vidrio. La masa molecular de cada uno de ellos es, A = 30, B = 15, C = 67. De aquí se deduce que:
a) El gas C es el que invierte menos tiempo en difundirse.
b) El gas B es el de menor densidad.
c) El tiempo invertido por el gas A es el doble del invertido por el gas B.
d) Las moléculas del gas C tienen una energía cinética media mayor que las moléculas del gas B.
e) El gas A es el de mayor densidad.

(O.Q.N. Burgos 1998)

2.5. La presión de vapor de un líquido en equilibrio con su vapor:
a) Aumenta con la temperatura.
b) Depende de los volúmenes relativos de líquido y vapor en equilibrio.
c) Depende del área de la superficie del líquido.
d) Depende de la cantidad de líquido presente.
e) No depende de la temperatura.

(O.Q.N. Burgos 1998)

2.6. Un recipiente cerrado contiene dos moles de N_2 a la temperatura de 30°C y presión de 5 atm. Se quiere elevar la presión a 11 atm para lo cual se inyecta una cierta cantidad de oxígeno que será igual a:
a) 1,6 moles.
b) 2,4 moles.
c) 6,4 moles.
d) 4,0 moles.
e) No se tienen suficientes datos para calcularlo.

(O.Q.N. Burgos 1998)

2.7. Si se comparan 1 mol de Cl_2 y 2 moles de neón, en condiciones normales, se puede afirmar que:
a) Contienen el mismo número de moléculas.
b) Tienen la misma energía cinética media.
c) Ocupan el mismo volumen.
d) Tienen la misma velocidad cuadrática media.
e) Tienen la misma velocidad de efusión.

(O.Q.N. Almería 1999)

2.8. La hipótesis de Avogadro:
a) Permite distinguir entre gases ideales y gases reales.
b) Explica la ley de los volúmenes de Gay-Lussac suponiendo que las moléculas de los elementos gaseosos comunes son diatómicas.
c) Establece que el volumen de un gas es directamente proporcional al número de moles.
d) Permite demostrar la ley de las proporciones múltiples.
e) Explica la ley de conservación de la masa.
f) Dice que todos los gases se dilatan en la misma proporción con la temperatura.
d) Permite demostrar la ley de las proporciones definidas.

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Almería 2005) (O.Q.L. Murcia 2006) (O.Q.L. Extremadura 2005)

2.9. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones, relacionadas todas con la ley de Avogadro y sus consecuencias, es falsa?
a) Volúmenes iguales de hidrógeno y dióxido de azufre (SO_2) medidos en condiciones normales, contienen el mismo número de moléculas.
b) Dos volúmenes de hidrógeno y un volumen de metano (CH_4) medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen igual número de átomos de hidrógeno.
c) Volúmenes iguales de dióxido de carbono (CO_2) y metano (CH_4) medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen igual número de átomos de carbono.
d) El volumen, medido en condiciones normales, ocupado por 3 moles de átomos de cloro es, aproximadamente, de 33,6 dm^3.
e) El volumen, medido en condiciones normales, ocupado por 1 mol de átomos de cualquier elemento gaseoso es, aproximadamente, de 11,2 dm^3.

(O.Q.N. Murcia 2000)

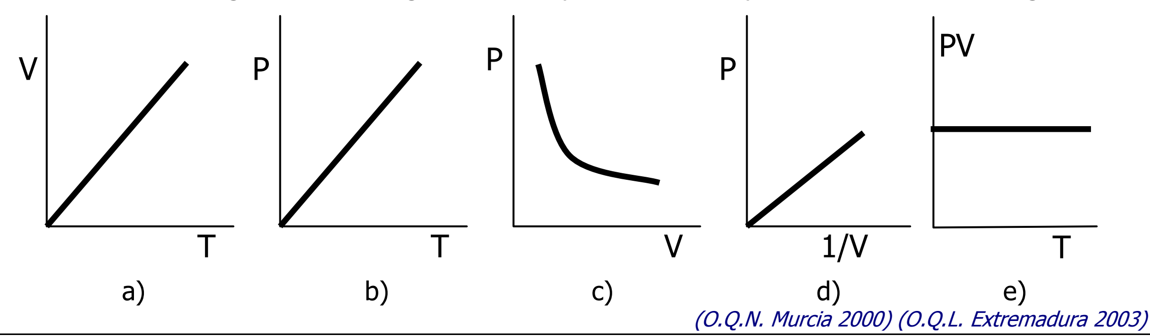
2.10. Si consideramos aplicables los modelos de gas ideal y la teoría cinética de gases, sería correcto afirmar que:
a) Incluso a temperaturas muy altas, es probable encontrar algunas moléculas con velocidad prácticamente nula.
b) Sólo se consideran las interacciones entre moléculas de tipo atractivo.
c) La velocidad media de las moléculas de un gas es la velocidad más probable que va a tener una molécula.
d) La velocidad media de las moléculas de H_2 y las de N_2 es la misma para una misma temperatura.
e) El volumen de las moléculas en el modelo va a depender de la masa molecular del gas.

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Murcia 2002)

2.11. Considere que se está comprimiendo un gas en un recipiente cerrado, ¿cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?
a) Disminuye el volumen.
b) Aumenta la temperatura.
c) El número de moles permanece constante.
d) Disminuye la densidad.
e) Disminuye la entropía.

(O.Q.N. Murcia 2000)

2.12. ¿Cuál de las siguientes líneas gráficas no representa el comportamiento ideal de un gas?



(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Extremadura 2003)

2.13. Señale la proposición correcta:
a) En 2,01594 g de hidrógeno natural hay el mismo número de átomos que en 12,0000 g del isótopo 12 del carbono.
b) El volumen que ocupa un mol de un gas es siempre 22,4 L.
c) El volumen que ocupa un mol de un líquido (en cm^3) es igual a la masa de un mol de (en gramos) dividido por la densidad de la sustancia (en g/cm^3).
d) El volumen de un mol de sustancia sólida, líquida o gaseosa es siempre 22,4 L.
e) 2 moles de hidrógeno contienen el mismo número de átomos que 8 g de hidrógeno a 1 atm y 0°C.

(O.Q.N. Barcelona 2001)

2.14. Se recoge nitrógeno sobre agua a una temperatura de 40°C y la presión de la muestra se midió a 796 mm Hg. Si la presión de vapor del agua a 40°C es 55 mm Hg, ¿cuál es la presión parcial del nitrógeno gas?
a) 55 mm Hg
b) 741 mm Hg
c) 756 mm Hg
d) 796 mm Hg
e) 851 mm Hg

(O.Q.N. Oviedo 2002)

2.15. Comparando 0,5 mol de H_2 (g) y 1,0 mol de He (g) a temperatura y presión estándar, se puede afirmar que los dos gases:
a) Tienen la misma velocidad de efusión.
b) Tienen la misma velocidad media molecular.
c) Tienen la misma energía cinética molecular.
d) Ocupan volúmenes iguales.
e) Tienen la misma masa.

(O.Q.N. Oviedo 2002)

2.16. La presión y la temperatura del punto triple del CO_2 son 5,1 atm y -56°C. Su temperatura crítica es 31°C. El CO_2 sólido es más denso que el CO_2 líquido. ¿Bajo que condiciones de presión y temperatura el CO_2 es un líquido estable en equilibrio?
a) 10 atm y -25°C.
b) 5,1 atm y -25°C.
c) 10 atm y 33°C.
d) 5,1 atm y -100°C.
e) 1 atm y -56°C.

(O.Q.N. Oviedo 2002)

2.17. Sabiendo que la masa molar del monóxido de carbono es 28,01; señale la proposición correcta:
a) Un mol de monóxido de carbono pesará 28,01 u.
b) La masa atómica del radón es 222, luego un mol de radón tiene 222/28 veces menos moléculas que un mol de monóxido de carbono, a P y T constantes.
c) En un litro de monóxido de carbono en estado gaseoso, en condiciones normales, habrá 28,01·2/22,41 átomos.
d) A 100°C y 1 atm, un mol de monóxido de carbono tendrá $6{,}023 \cdot 10^{23}$ moléculas.
e) El número de partículas en una determinada cantidad de muestra depende de la temperatura.

(O.Q.N. Tarazona 2003)

2.18. La densidad del fluoruro de hidrógeno gaseoso a 28°C y 1 atm es 2,30 g/L. Este dato permite afirmar:
a) El HF se comporta como gas ideal a 28°C y 1 atm.
b) Las moléculas de HF en fase gaseosa deben estar asociadas por enlaces de hidrógeno.
c) El HF está completamente disociado en fase gas.
d) El enlace H-F es iónico.
d) La molécula de HF tiene momento □ipolar nulo.

(O.Q.N. Tarazona 2003)

2.19. ¿Cuál de las siguientes parejas de gases será más difícil de separar por el método de efusión gaseosa?
a) O_2 y CO_2
b) N_2 y C_2H_4
c) H_2 y C_2H_4
d) He y Ne
d) O_2 y He
(Masas atómicas: H = 1; He = 4; C = 12; N = 14; O = 16; Ne = 20)

(O.Q.N. Tarazona 2003)

2.20. Señale la proposición correcta:
a) En 22,4 L de oxígeno gaseoso, a 0° C y 1 atm, hay L (número de Avogadro) átomos de oxígeno.
b) Al reaccionar 10 g de Mg o de Al con HCl se obtiene el mismo volumen de hidrógeno, a la misma presión y temperatura.
c) A presión constante, el volumen de un gas a 50°C es el doble que a 25°C.
d) El volumen de 14 g de nitrógeno es igual al de 16 g de oxígeno, a la misma presión y temperatura.
e) Un mol de oxígeno en estado sólido, líquido o gaseoso, ocupa 22,4 L a 0°C y 1 atm.
(Masas atómicas: Mg = 24,3; Al = 27; N = 14; O = 16)

(O.Q.N. Tarazona 2003)

2.21. Si se introducen masas iguales de oxígeno y nitrógeno gaseosos en dos recipientes cerrados de igual volumen, ¿cuál de las siguientes afirmaciones es cierta?
a) En ambos recipientes hay el mismo número de moléculas.
b) La presión en el recipiente de oxígeno es inferior a la del recipiente de nitrógeno.
c) En el recipiente de oxígeno hay un mayor número de moléculas.
d) El nitrógeno tiene mayor energía cinética por mol.
e) La presión en el recipiente de oxígeno es superior a la del recipiente de nitrógeno.
(Masas atómicas: O = 16; N = 14)

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004) (O.Q.L. Murcia 2001)

2.22. A 27°C y 750 Torr, dos muestras de gas metano (CH_4) y oxígeno, de 16 g cada una, tendrán las mismas:
a) Velocidades moleculares medias.
b) Energías cinéticas moleculares medias.
c) Número de partículas gaseosas.
d) Volúmenes gaseosos.
e) Velocidades de efusión medias.

(O.Q.N. Luarca 2005)

2.23. Calcule la velocidad cuadrática media, en m/s, para las moléculas de H_2 (g) a 30°C.
a) $6{,}09\cdot10^{2}$ $m\cdot s^{-1}$
b) $5{,}26\cdot10^{3}$ $m\cdot s^{-1}$
c) $6{,}13\cdot10^{1}$ $m\cdot s^{-1}$
d) $1{,}94\cdot10^{3}$ $m\cdot s^{-1}$
e) $2{,}74\cdot10^{3}$ $m\cdot s^{-1}$
($R = 8{,}314\ J\cdot mol^{-1}\cdot K^{-1}$)

(O.Q.N. Luarca 2005)

2.24. ¿Cuál es la razón de las velocidades de difusión de Cl_2 y O_2? Razón Cl_2:O_2
a) 0,45
b) 0,69
c) 0,47
d) 1,5
e) 0,67

(O.Q.N. Luarca 2005)

2.25. Se dispone de una mezcla de 150 g de N_2 (g) y 150 g de H_2 (g) para iniciar la síntesis de amoníaco. Si la presión total de la mezcla gaseosa es de 1,5 atm, la presión parcial de N_2 (g) es:
a) 0,10 atm
b) 0,25 atm
c) 1 atm
d) 1,25 atm
e) 0,75 atm
(Masas atómicas: H = 1,008; N = 14,007)

(O.Q.N. Vigo 2006)

2.26. ¿A qué temperatura las moléculas de CH_4 (g) (masa molar = 16 g mol^{-1}), tienen la misma energía cinética media que las moléculas de H_2O (g) (masa molar = 18 g mol^{-1}) a 120°C?
a) 30°C
b) 80°C
c) 90°C
d) 120°C
e) 180°C

(O.Q.N. Vigo 2006)

2.27. Un recipiente cerrado contiene una cierta cantidad de líquido en equilibrio con su vapor. Si el volumen del recipiente disminuye, ¿qué sucede cuando se establece el equilibrio?
a) Disminuye la temperatura.
b) Condensa parte del vapor.
c) Aumenta la presión.
d) Disminuye la presión.
e) Parte del líquido pasa a la fase vapor.

(O.Q.N. Vigo 2006)

2.28. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera.

a) A temperatura y volumen fijos, la presión ejercida por un gas contenido en un recipiente disminuye cuando se introduce más cantidad del mismo.

b) A temperatura fija, el volumen de un gas contenido en un recipiente aumenta con la presión.

c) Volúmenes iguales de gases diferentes siempre tienen el mismo número de moléculas.

d) Cuando se mezclan varios gases, la presión ejercida por la mezcla es directamente proporcional a la suma del número de moles de todos los gases.

e) Volúmenes iguales de hidrógeno y dióxido de azufre, SO_2, en condiciones normales, contienen el mismo número de átomos.

(O.Q.N. Córdoba 2007)

2.29. En un recipiente de 2,5 litros se introducen cantidades equimoleculares de NO_2 gaseoso N_2O_4 gaseoso a la temperatura de 25°C. Si la masa total de gas en el matraz es de 30 g, la presión total en su interior será:

a) 1,54 bar

b) 5,45 bar

c) 4,30 bar

d) 2,63 bar

e) 3,85 bar

(Masas atómicas: N = 14,0; O = 16,0)

(O.Q.N. Córdoba 2007)

2.30. Un volumen de 10 cm^3 de gas fluoruro de hidrógeno reacciona con 5 cm^3 de difluoruro de dinitrógeno gaseoso formando 10 cm^3 de un solo gas medido a presión y temperatura constante. Señale la letra que representa esta reacción.

a) $HF + N_2F_2 \longrightarrow N_2HF_3$

b) $2\ HF + N_2F_2 \longrightarrow 2\ NHF_2$

c) $2\ HF + N_2F_2 \longrightarrow N_2H_2F_4$

d) $HF + 2\ N_2F_2 \longrightarrow N_4HF_5$

(O.Q.L. Madrid 2004)

2.31. La molécula de oxígeno es más voluminosa que la de hidrógeno, por lo que:

a) En condiciones normales, un mol de oxígeno ocupa un volumen mayor que un mol de hidrógeno.

b) El precio de un mol de oxígeno es mayor que el de un mol de hidrógeno.

c) En condiciones normales, un mol de oxígeno y un mol de hidrógeno ocupan el mismo volumen.

d) El agua contiene dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno, para que los dos elementos ocupen la misma fracción del volumen de la molécula.

(O.Q.L. Murcia 1996)

2.32. Los gases ideales son:

a) Gases que no contaminan.

b) Gases cuyas moléculas son apolares.

c) Gases que cumplen la ecuación de estado de los gases ideales.

d) Gases nobles.

(O.Q.L. Murcia 1996)

2.33. A las mismas condiciones de presión y temperatura, la relación entre la densidad del oxígeno y la del hidrógeno es:

a) 16

b) 11/6

c) 8

d) 1/8

(O.Q.L. Murcia 1996)

2.34. A cierta presión (p_1), un recipiente de 10 L contiene nitrógeno a 273 K. Si la temperatura asciende a 546 K la nueva presión (p_2) será:
a) $p_1 = p_2/10$
b) $p_2 = 2\ p_1$
c) $p_2 = p_1/2$
d) $p_2 = 10\ p_1$

(O.Q.L. Murcia 1996)

2.35. Con 12 L de hidrógeno y 5 L de oxígeno, ¿cuántos litros de vapor de agua se pueden obtener? Todos los gases se encuentran medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura.
a) 12
b) 17
c) 10
d) 5

(O.Q.L. Murcia 1996) (O.Q.L. Murcia 2000)

2.36. En una determinada experiencia un volumen V de un compuesto orgánico gaseoso necesitó, para su combustión completa un volumen 3,5 V de oxígeno, ambos medidos en iguales condiciones de presión y temperatura. ¿Cuál de las siguientes sustancias será el compuesto orgánico?
a) Metano
b) Etano
c) Propano
d) Butano

(O.Q.L. Murcia 1997)

2.37. La densidad del oxígeno en determinadas condiciones de presión y de temperatura es 1,312 $g·L^{-1}$. ¿Cuál será la densidad del hidrógeno en las mismas condiciones?
a) 0,082 $g·L^{-1}$
b) 1,000 $g·L^{-1}$
c) 0,164 $g·L^{-1}$
d) 0,059 $g·L^{-1}$
(Masas atómicas: H = 1; O = 16)

(O.Q.L. Murcia 1997)

2.38. ¿En qué condiciones se asemeja más un gas real a un gas ideal?
a) A bajas presiones y bajas temperaturas.
b) A bajas presiones y altas temperaturas.
c) A altas presiones y bajas temperaturas.
d) Cuando se encuentre en condiciones normales.

(O.Q.L. Murcia 1997)

2.39. ¿Qué volumen de oxígeno reaccionará completamente con una mezcla de 10 cm^3 de hidrógeno y 20 cm^3 de monóxido de carbono? (Todos los volúmenes medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura).
a) 10 cm^3
b) 15 cm^3
c) 20 cm^3
d) 30 cm^3

(O.Q.L. Murcia 1998)

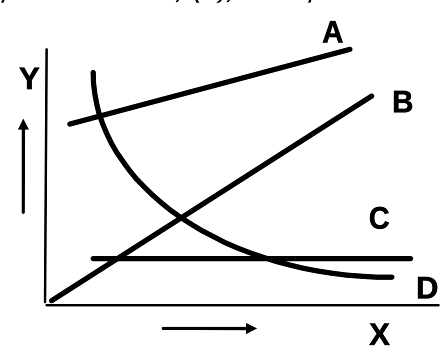
2.40. Si una mezcla gaseosa está formada por masas idénticas de helio y monóxido de carbono, ¿cómo serán sus presiones parciales?
a) Iguales.
b) La del CO será mayor por ser más grande su molécula.
c) La del helio será mayor por contener un mayor número de partículas.
d) La del helio será mayor por contener un mayor número de moléculas de He_2.
(Masas atómicas: C = 12; O = 16; He = 4)

(O.Q.L. Murcia 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2003)

2.41. De acuerdo con la teoría cinética de los gases, las moléculas de un gas ideal:
a) Deben moverse todas con la misma velocidad.
b) Han de ser partículas minúsculas y cargadas eléctricamente.
c) Deben atraerse fuertemente entre sí.
d) Ocupan un volumen despreciable.

(O.Q.L. Murcia 1998)

2.42. ¿Cuál es la línea gráfica que se debería obtener al representar, en un diagrama de ejes cartesianos, la presión a la que está sometida una masa gaseosa de nitrógeno, (Y), frente a la inversa del volumen ocupado por dicha masa, (X), a temperatura constante:
a) A
b) B
c) C
d) D



(O.Q.L. Murcia 1998)

2.43. Un recipiente cerrado contiene una mezcla de 1 volumen de oxígeno con 2 volúmenes de hidrógeno en equilibrio térmico, luego:
a) El hidrógeno y el oxígeno tendrán la misma presión parcial.
b) Habrá el mismo número de moléculas de cada gas en la mezcla.
c) La energía cinética media de las moléculas de cada gas será la misma.
d) La velocidad cuadrática media de las moléculas de cada gas será la misma.

(O.Q.L. Murcia 1999)

2.44. El volumen de amoníaco que se puede obtener con 5 litros de nitrógeno gaseoso y 9 litros de hidrógeno gaseoso, midiendo todos los gases en las mismas condiciones de presión y temperatura, es:
a) 14 L
b) 6 L
c) 10 L
d) Es necesario conocer los valores de presión y temperatura.

(O.Q.L. Murcia 1999)

2.45. Si se duplica el volumen de una cierta masa gaseosa manteniendo constante su temperatura:
a) Aumentan su presión y su entropía.
b) Su entropía se reduce a la mitad y su presión se duplica.
c) Disminuyen su presión y su entropía.
d) Su presión disminuye pero su entropía aumenta.

(O.Q.L. Murcia 2000)

2.46. A las mismas condiciones de presión y temperatura la relación entre las densidades del oxígeno y de un gas desconocido es 0,451. El gas desconocido debe ser:
a) Monóxido de carbono.
b) Dióxido de mononitrógeno.
c) Dióxido de carbono.
d) Cloro.
(Masa atómica: O = 16; C = 12; N = 14; Cl = 35,5)

(O.Q.L. Murcia 2000)

2.47. ¿Cuál de las siguientes sustancias, en estado gaseoso, necesitará para su combustión completa un volumen de oxígeno triple del propio, medidos ambos a la misma presión y temperatura?
a) CH_3OH
b) C_2H_6
c) C_2H_5OH
d) C_6H_6

(O.Q.L. Murcia 2000)

2.48. Sabiendo que la densidad de un gas respecto de la del helio es igual a 19,5; y que la masa atómica relativa del He es 4, ¿cuál debe ser la masa molar relativa de dicho gas?
a) 19,5
b) 39,0
c) 58,5
d) 78,0

(O.Q.L. Murcia 2001)

2.49. Un vendedor de globos tiene un recipiente de 30 L lleno de hidrógeno a la temperatura de 25°C y sometido a una presión de 8 atm. ¿Cuántos globos de 2 L, a la presión de 1 atm y misma temperatura, podría llenar con todo el hidrógeno del recipiente?
a) 15
b) 60
c) 120
d) 240

(O.Q.L. Murcia 2002) (O.Q.L. Baleares 2007)

2.50. En determinadas condiciones de presión y temperatura la densidad del oxígeno es 1,429 $g·dm^{-3}$; en las mismas condiciones, la densidad del propano será:
a) 1,964 $g·dm^{-3}$
b) 1,429 $g·dm^{-3}$
c) 1,039 $g·dm^{-3}$
d) 1,568 $g·dm^{-3}$
(Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16)

(O.Q.L. Murcia 2002)

2.51. En todas las cocinas en las que se utiliza gas (ya sea butano o propano) debe existir una salida al exterior al nivel del suelo; esto se debe a:
a) Una mera cuestión estética.
b) Que tanto el butano como el propano son más densos que el aire.
c) Los gases de la combustión son más pesados que el butano o el propano.
d) Que de esa forma se puede evacuar el nitrógeno del aire, con lo que la combustión será más eficaz.

(O.Q.L. Murcia 2002) (O.Q.L. Baleares 2007)

2.52. Un recipiente A de 30 L está lleno de hidrógeno a 4 atm y 273 K. Si sacamos de él cierta cantidad de hidrógeno, que en c.n. tiene un volumen de 60 L, la presión a la que se encontrará el hidrógeno en A después de la extracción:
a) Será 2 atm.
b) Será 1 atm.
c) Se habrá reducido hasta 0,2 atm.
d) Seguirá siendo 4 atm.

(O.Q.L. Murcia 2003)

2.53. Cierto gas tiene una densidad de 3,17 $g·dm^{-3}$ en c.n. La masa molar de dicho gas es:
a) 38,65 $g·mol^{-1}$
b) 71 $g·mol^{-1}$
c) 7 $g·mol^{-1}$
d) 86,12 $g·mol^{-1}$

(O.Q.L. Murcia 2003)

2.54. ¿Cuál será la presión total en el interior de un recipiente de 2 L que contiene 1 g de He, 14 g de CO y 10 g de NO a 27°C?
a) 21,61 atm
b) 13,33 atm
c) 1,24 atm
d) 0,31 atm
(Datos: C = 12; O = 16; He = 4; R = 0,082 atm·L·mol^{-1}·K^{-1})

(O.Q.L. Murcia 2003)

2.55. Considerando el aire como una mezcla homogénea de composición volumétrica 78% de nitrógeno, 21% de oxígeno y 1 % de argón, la "masa molar aparente" del aire resulta ser:
a) 14,68 g/mol
b) 28,96 g/mol
c) 29,36 g/mol
d) No se puede conocer.
(Masas atómicas: O = 16; N = 14; Ar = 39,9)

(O.Q.L. Murcia 2004)

2.56. Al estudiar el comportamiento de 1 mol de moléculas de gas H_2 a 100°C en un recipiente de 2 litros de capacidad, y asumiendo que éste está bien descrito por la teoría cinética de gases y el modelo de gas ideal, se encuentra que:
a) La energía cinética de todas las moléculas es la misma.
b) La presión observada es debida al choque de las moléculas de gas con las paredes del recipiente.
c) Las interacciones entre las partículas son de tipo dipolo inducido-dipolo inducido.
d) Las moléculas de gas estarán prácticamente inmóviles a esta temperatura.

(O.Q.L. Murcia 2004)

2.57. Un recipiente se llena con oxígeno, se vacía y se llena de amoníaco a la misma presión y temperatura. Se puede decir que el recipiente:
a) Pesaba lo mismo en ambos casos.
b) Había contenido el mismo número de átomos.
c) Había contenido el mismo número de moléculas.
d) Había contenido el doble de átomos de oxígeno que de hidrógeno.

(O.Q.L. Murcia 2005)

2.58. Cuando se habla de gases, se denominan condiciones normales a:
a) 25°C y presión de una atmósfera.
b) 0°C y presión de una atmósfera.
c) 25°C y presión de 1000 mm de mercurio.
d) 0°C y presión de 1000 mm de mercurio.

(O.Q.L. Murcia 2005)

2.59. El barómetro fue introducido por:
a) Madame Curie en colaboración con su esposo, Pierre.
b) Sir William Thomson, Lord Kelvin.
c) John W. Strutt, Lord Rayleigh.
d) Evangelista Torricelli.

(O.Q.L. Murcia 2005)

2.60. De acuerdo con la teoría cinética de los gases ideales:
a) Todas las moléculas o átomos de un gas tienen la misma energía cinética.
b) Los choques entre las distintas moléculas o átomos de un gas son perfectamente elásticos.
c) El volumen que ocupa un gas depende de su masa molecular.
d) Cuando se aumenta mucho la presión se puede llegar a licuar el gas.

(O.Q.L. Murcia 2006)

2.61. Si al quemar 0,5 moles de un hidrocarburo se recogen 33,6 L de CO_2, medidos en condiciones normales, se trata de:
a) Metano
b) Propano
c) Butano
d) Octano

(O.Q.L. Murcia 2006)

2.62. Dos recipientes cerrados de igual volumen contienen gases diferentes, A y B. Los dos gases están a la misma temperatura y presión. La masa del gas A es 1,0 g, mientras que la del gas B, que es metano, es 0,54 g. ¿Cuál de los siguientes gases es A?
a) SO_2
b) SO_3
c) O_3
d) CH_3-CH_3
(Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16; S = 32)

(O.Q.L. Baleares 2002)

2.63. Según la teoría cinético-molecular de la materia:
a) Los choques entre partículas pueden ser elásticos.
b) La velocidad de desplazamiento de las partículas es directamente proporcional a su temperatura absoluta.
c) Las fuerzas de repulsión entre partículas son más importantes que las de atracción.
d) Todas son falsas.

(O.Q.L. Baleares 2002)

2.64. Una de las siguientes expresiones sobre el comportamiento de los gases es falsa:
a) Las interacciones entre las moléculas de un gas ideal son nulas.
b) Los gases se acercan al comportamiento ideal a bajas temperaturas.
c) La presión total de una mezcla de diversos gases ideales es igual a la suma de las presiones que ejercería cada gas individualmente.
d) Los gases se alejan del comportamiento ideal a altas presiones.

(O.Q.L. Baleares 2003)

2.65. El volumen molar de un gas a 3,5 atm y 75°C es:
a) 8,15 L
b) 22,4 L
c) 300 L
d) Ninguna de las anteriores.
(R = 0,082 atm·L/mol·K)

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

2.66. Un gas tiene una densidad de 1,96 g/L en condiciones normales. ¿Cuál de los siguientes gases puede ser?
a) O_2
b) SO_2
c) CO_2
d) N_2
(R = 0,082 atm·L/mol·K)

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

2.67. Si se calientan 200 mL de un gas desde 10°C a 20°C manteniendo constantes el número de moléculas y la presión, el volumen que ocupará será aproximadamente:
a) 50 mL
b) 200 mL
c) 450 mL
d) 207,1 mL

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

2.68. Se recoge una muestra de oxígeno sobre agua 25°C. La presión de vapor del agua a esa temperatura es igual a 23,8 mm Hg. Las presiones parciales del oxígeno y del agua son:
a) 476,2 mm Hg el O_2 y 23,8 mm Hg el H_2O
b) 250 mm Hg el O_2 y 250 mm Hg el H_2O
c) 500 mm Hg el O_2 y 0 mm Hg el H_2O
d) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

2.69. Dadas las siguientes afirmaciones indicar cuáles son correctas:
1) La velocidad con que se mueven las moléculas en un gas depende de la temperatura.
2) Al aumentar la temperatura disminuye la energía cinética de las moléculas.
3) Excepto a presiones muy elevadas, el volumen de una molécula gaseosa es muy pequeño en relación con el volumen del recipiente.
4) En el estado líquido y sólido las moléculas nunca interaccionan entre sí.
a) 1
b) 1 y 3
c) 4
d) 1 y 2

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

2.70. La constante universal de los gases, R, se puede expresar de las siguientes formas:
1) 8,31 cal/mol·K
2) 0,082 atm·L/mol·K
3) 8,31 kPa·dm^3/mol·K
4) 1,98 J/mol·K
a) 1
b) 2 y 3
c) 4
d) 1 y 2

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

2.71. Se tienen dos matraces de vidrio del mismo volumen, cerrados y a una misma temperatura de 25°C. El matraz A contiene 2 g de hidrógeno y el matraz B contiene 32 g de oxígeno. Indique si alguna de las siguientes afirmaciones es falsa:
a) Los dos recipientes contienen igual número de moles.
b) Los dos recipientes tienen inicialmente la misma presión.
c) Si se eleva la temperatura de 25°C hasta 50°C en los dos matraces, la presión en A seguirá siendo igual a la presión en B.
d) Si se ponen en comunicación los dos matraces, la presión en total será la misma en A y en B, y su valor será el doble de la presión inicial al sumarse las presiones.

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

2.72. Se pesa un recipiente cerrado que contiene NH_3 en estado gaseoso a una determinada presión y temperatura. Este recipiente se vacía y se llena con O_2 gaseoso a la misma presión y temperatura. Señale la proposición correcta:
a) El peso del vapor de NH_3 es igual al peso del O_2.
b) El número de moléculas de NH_3 y O_2 es diferente.
c) El número de átomos en el recipiente cuando contiene NH_3 es igual al número de átomos cuando contiene O_2.
d) El número de átomos en el recipiente cuando contiene NH_3 es 2 veces mayor que cuando contiene O_2.

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

2.73. Se hacen reaccionar completamente 1,00 L de C_3H_6O (acetona) y 4,00 L de O_2. El volumen ocupado por los productos es:
a) 6,00 L
b) 22,4 L
c) 44,8 L
d) 67,2 L
e) Ninguno de los volúmenes indicados.

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

2.74. Una mezcla gaseosa está formada por 4 mmoles de H_2 por cada mol de Ne. La presión parcial del Ne es:
a) 1/4 de la presión total.
b) 3/4 de la presión total.
c) 1 atmósfera.
d) 1/5 de la presión total.

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

2.75. Un recipiente cerrado contiene 100 mL de un gas que se caliente desde 10°C a 24°C, manteniendo constante la presión, el volumen resultante es:
a) 114 mL
b) 100 mL
c) 105 mL
d) 200 mL

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

2.76. Se pesa un balón de vidrio cerrado que contiene metano en condiciones normales de presión y temperatura. Se vacía y se llena después con oxígeno en las mismas condiciones:
a) El peso del vapor de metano es igual al peso de oxígeno.
b) El número de moléculas de metano es la mitad que el número de moléculas de O_2.
c) El número total de átomos en el recipiente con metano es igual al número total de átomos de con oxígeno.
d) El peso del vapor de metano es la mitad del peso de oxígeno.
(Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16)

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

2.77. Dos moles de distintos gases, en igualdad de condiciones de presión y temperatura, tienen:
a) La misma masa.
b) El mismo número de átomos.
c) La misma energía interna.
d) El mismo volumen.

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

SOLUCIONES									
2.1	d	2.2	b	2.3	d	2.4	b	2.5	a
2.6	b	2.7	b	2.8	b-c	2.9	e	2.10	a
2.11	d	2.12	e	2.13	c	2.14	b	2.15	c
2.16	a	2.17	d	2.18	b	2.19	b	2.20	d
2.21	b	2.22	b	2.23	d	2.24	e	2.25	a
2.26	d	2.27	b	2.28	d	2.29	c	2.30	b
2.31	c	2.32	c	2.33	a	2.34	b	2.35	c
2.36	b	2.37	a	2.38	b	2.39	b	2.40	c
2.41	d	2.42	b	2.43	c	2.44	b	2.45	d
2.46	d	2.47	c	2.48	d	2.49	c	2.50	a
2.51	b	2.52	a	2.53	b	2.54	b	2.55	b
2.56	b	2.57	c	2.58	b	2.59	d	2.60	b
2.61	b	2.62	d	2.63	b	2.64	b	2.65	a
2.66	c	2.67	d	2.68	a	2.69	b	2.70	b
2.71	d	2.72	d	2.73	a	2.74	d	2.75	c
2.76	d	2.77	d						

3. FÓRMULAS Y COMPOSICIÓN CENTESIMAL

3.1. Un compuesto de fósforo y azufre utilizado en las cabezas de cerillas contiene 56,29% de P y 43,71% de S. La masa molar correspondiente a la fórmula empírica de este compuesto es:
a) 188,1
b) 220,1
c) 93,94
d) 251,0
e) 158,1
(Masas atómicas: P = 30,97; S = 32,04)

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Sevilla 2004)

3.2. El análisis químico elemental de la nicotina da la siguiente composición: 74,04% C; 8,70% H y 17,24% N. Si la masa molecular de la nicotina es 162,2; su fórmula molecular es:
a) CH_2N
b) $C_{20}H_{28}N_4$
c) C_2H_5N
d) C_5H_7N
e) $C_{10}H_{14}N_2$
(Masas atómicas: C = 12; H = 1; N = 14)

(O.Q.N. Almería 1999)

3.3. ¿Cuál de los siguientes pares de compuestos es un buen ejemplo de la ley de las proporciones múltiples de Dalton?
Nota: D representa al deuterio.
a) H_2O y D_2O.
b) H_2O y H_2S.
c) SO_2 y SeO_2.
d) CuCl y $CuCl_2$.
e) NaCl y NaBr.

(O.Q.N. Murcia 2000)

3.4. Se calienta una muestra de 250 g de hidrato de $CuSO_4$ hasta eliminar toda el agua. Entonces se pesa la muestra seca y resulta ser 160 g. ¿Cuál es la fórmula del hidrato?
a) $CuSO_4 \cdot 10\ H_2O$
b) $CuSO_4 \cdot 7\ H_2O$
c) $CuSO_4 \cdot 5\ H_2O$
d) $CuSO_4 \cdot 2\ H_2O$
e) $CuSO_4 \cdot H_2O$
(Masas atómicas: H = 1; O = 16; S = 32; Cu = 63,5)

(O.Q.N. Tarazona 2003) (O.Q.L. Extremadura 2005)

3.5. Una muestra de 0,322 g de un vapor orgánico a 100°C y 740 Torr ocupa un volumen de 62,7 mL. Un análisis de dicho vapor da una composición centesimal de C = 65,43%, H = 5,50%. ¿Cuál es su fórmula molecular?
a) $C_6H_{12}O_6$
b) $C_9H_9O_3$
c) $C_9H_{17}O$
d) C_8H_{16}
e) $C_6H_{12}O$
(Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16)

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

3.6. La azurita es un mineral de color azul intenso, que se utiliza como una de las fuentes de cobre, cuya composición es 55,3% de Cu; 6,79% de C; 37,1% de O y 0,58% de H, ¿cuál de las siguientes fórmulas corresponde a la composición de la azurita?
a) $CuCO_3 \cdot 2\ CuOH$
b) $CuCO_3 \cdot 2\ Cu(OH)_2$
c) $CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2$
d) $Cu(OH)_2 \cdot 2\ CuCO_3$
e) $CuOH \cdot 2\ CuCO_3$
(Masas atómicas: Cu = 63,5; C = 12; H = 1; O = 16)

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

3.7. ¿Cuántas moléculas de agua de cristalización contiene el sulfato de quinina cuya fórmula molecular es $[(C_{20}H_{24}N_2O_2)_2H_2SO_4 + n\ H_2O]$ si 1 g desecado a 100°C pierde 0,162 g de masa?
a) 3
b) 6
c) 12
d) 8
e) 10
(Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16; S = 32)

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

3.8. Cuando se calienta hasta sequedad una muestra de 15,0 g de sulfato de cobre (II) hidratado, la masa resultante es de 9,59 g. El porcentaje de agua en el cristal hidratado, expresado con el número correcto de cifras significativas es:
a) 36,1%
b) 36%
c) 63,3%
d) 63%
e) 45%
(Masas atómicas: Cu = 63,5; S = 32; O = 16; H = 1)

(O.Q.N. Luarca 2005)

3.9. Se calienta una barra de cobre de pureza electrolítica que pesa 3,178 g en una corriente de oxígeno hasta que se convierte en un óxido negro. El polvo negro resultante pesa 3,978 g. La fórmula de este óxido es:
a) CuO_2
b) Cu_2O_3
c) CuO_3
d) Cu_2O
e) CuO
(Masas atómicas: Cu = 63,5; O = 16)

(O.Q.N. Luarca 2005)

3.10. Cuando dos elementos X e Y reaccionan entre sí de forma que las relaciones de las masas combinadas de los mismos son:

Operación	*X (g)*	*Y (g)*
1	*3,00*	*1,44*
2	*3,00*	*0,72*
3	*6,00*	*2,88*
4	*2,50*	*0,40*

A la vista de los datos de la tabla se puede decir que es falsa la afirmación:
a) Los datos registrados en las operaciones 1 y 3 justifican la ley de las proporciones definidas de Proust.
b) Los datos registrados en 1, 2 y 4 justifican la ley de las proporciones múltiples de Dalton.
c) Los datos registrados en 1, 2 y 3 justifican la ley de las proporciones recíprocas de Richter.
d) Los compuestos formados en 1 y 3 son iguales.
e) Los compuestos formados en 1 y 4 son diferentes.

(O.Q.N. Córdoba 2007)

3.11. Si 60 g de carbono se combinan con 10 g de hidrógeno para formar un hidrocarburo, la fórmula molecular de éste es:
a) C_5H_8
b) C_5H_{10}
c) C_6H_{10}
d) C_6H_{14}
(Masas atómicas: H = 1; C = 12)

(O.Q.L. Murcia 1996)

3.12. Cuando reaccionan nitrógeno e hidrógeno se forma amoníaco. ¿Cuál es la correcta relación entre las masas de ambos elementos para dicha reacción?
a) 1/3
b) 1/7
c) 3/1
d) 14/3
(Masas atómicas: H = 1; N = 14)

(O.Q.L. Murcia 1997)

3.13. La cafeína, uno de los componentes del té y del café, tiene una masa molecular relativa de 194. El análisis cuantitativo indica que la cafeína contiene un 28,9% de nitrógeno; por ello, el número de átomos de nitrógeno en una molécula de cafeína ha de ser:
a) 1
b) 2
c) 4
d) 7
(Masa atómica: N = 14)

(O.Q.L. Murcia 1998)

3.14. Por reacción entre 0,25 moles de cloro, en estado gaseoso, con suficiente cantidad de un metal M se producen 0,1 moles del cloruro de dicho elemento. La fórmula de dicho cloruro debe ser:
a) MCl_3
b) M_2Cl_5
c) MCl_5
d) M_5Cl_2

(O.Q.L. Murcia 1998)

3.15. ¿Cuál es el estado de oxidación del fósforo en el compuesto que se forma cuando 3,1 g de fósforo reaccionan completamente con 5,6 litros de cloro gas (Cl_2) en condiciones normales?
a) 2
b) 3
c) 4
d) 5
(Masa atómica: P = 31)

(O.Q.L. Murcia 1999)

3.16. El ácido ascórbico (vitamina C) cura el escorbuto y puede ayudar a combatir el resfriado común. Se compone de 40,92% de carbono; 4,58% de hidrógeno y el resto oxígeno. Su fórmula empírica será:
a) $C_3H_5O_3$
b) $C_9H_{16}O_{13}$
c) $C_4H_6O_4$
d) $C_3H_4O_3$
(Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1)

(O.Q.L. Murcia 1999)

3.17. Si a partir de 1,3 g de cromo se han obtenido 1,9 g de óxido de cromo (III), ¿cuál será la masa atómica del cromo?
a) 40
b) 52
c) 104
d) 63,54
(Masa atómica: O = 16)

(O.Q.L. Murcia 2000)

3.18. Una muestra de 0,01 moles del cloruro de un elemento X reaccionan completamente con 200 cm^3 de una disolución 0,1 M de nitrato de plata. ¿Cuál es la identidad de dicho elemento?
a) K
b) Ca
c) Al
d) Si

(O.Q.L. Murcia 2000) (O.Q.L. Baleares 2007)

3.19. Uno de los silicatos utilizados para la fabricación del cemento Portland contiene el 52,7% de calcio; 12,3% de silicio y 35,0% de oxígeno. Su fórmula molecular debe ser:
a) Ca_3SiO_5
b) $CaSiO_3$
c) Ca_2SiO_4
d) $Ca_2Si_2O_7$
(Masas atómicas: Ca = 40; Si = 28; O = 16)

(O.Q.L. Murcia 2001)

3.20. Una muestra de 3,16 g de eucaliptol, ingrediente activo primario encontrado en las hojas de eucalipto, contiene 2,46 g de carbono; 0,372 g de hidrógeno y el resto de oxígeno. ¿Cuál será la fórmula empírica del eucaliptol?
a) $C_{18}H_{10}O_3$
b) $C_{10}H_{18}O$
c) C_5H_9O
d) $C_9H_5O_2$
(Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1)

(O.Q.L. Murcia 2002)

3.21. ¿Cuál de las siguientes proposiciones es correcta con relación a la glucosa, $C_6H_{12}O_6$?
a) Los porcentajes en masa de C y de O son los mismos que en el CO.
b) Los porcentajes en masa de C y de O son iguales.
c) La razón entre el número de átomos de C, H y O es la misma que en la 1,3-dihidroxiacetona (CH_2OH-CO-CH_2OH).
d) El mayor porcentaje en masa le corresponde al hidrógeno.

(O.Q.L. Murcia 2003)

3.22. Se pretende determinar la fórmula del yeso, que es un sulfato cálcico hidratado. Sabiendo que 3,273 g de este mineral se transforman, por calefacción, en 2,588 g de sulfato de calcio anhidro, se deduce que dicha fórmula es:
a) $Ca(SO_4)_2 \cdot H_2O$
b) $Ca_2SO_4 \cdot H_2O$
c) $CaSO_4 \cdot H_2O$
d) $CaSO_4 \cdot 2\ H_2O$
(Masas atómicas: S = 32; O = 16; Ca = 40; H = 1)

(O.Q.L. Murcia 2004)

3.23. Los siguientes compuestos: urea, $CO(NH_2)_2$, nitrato amónico, NH_4NO_3, y guanidina, $HCN(NH_2)$, son adecuados para ser usados como fertilizantes, ya que proporcionan nitrógeno a las plantas. ¿Cuál de ellos considera más adecuado por ser más rico en nitrógeno?
a) Urea
b) Guanidina
c) Nitrato amónico
d) Todos por igual.
(Masas atómicas: C = 12; O = 16; N = 14; H = 1)

(O.Q.L. Murcia 2004)

3.24. En la combustión de 5 L de un alcano a 2 atm y 273 K se desprenden 40 L de dióxido de carbono medidos en condiciones normales. Dicho alcano puede ser:
a) Etano
b) Butano
c) Propano
d) Octano
($R = 0.082$ atm·L·mol^{-1}·K^{-1})

(O.Q.L. Murcia 2004)

3.25. Señale la fórmula química que corresponde al hipoclorito de cesio:
a) $CsClO_2$
b) CsClO
c) CeClO
d) ScClO

(O.Q.L. Murcia 2004)

3.26. Ya que las masas atómicas de oxígeno, calcio y aluminio son 16, 40 y 27 respectivamente, puede decirse que 16 g de oxígeno se combinarán con:
a) 40 g de calcio ó 27 g de aluminio.
b) 20 g de calcio ó 9 g de aluminio.
c) 20 g de calcio ó 54 de aluminio.
d) 40 g de calcio ó 18 de aluminio.

(O.Q.L. Murcia 2005)

3.27. Si vemos la fórmula KIO, debemos pensar que se trata de:
a) Una oxosal.
b) Una bisal.
c) Un óxido doble.
d) Un error, porque la fórmula está mal escrita.

(O.Q.L. Murcia 2005)

3.28. Dadas las siguientes fórmulas:

C_2H_2, $Hg_2(NO_3)_2$, C_6H_6, C_2H_6O, Na_2O_2

a) Todas son fórmulas empíricas.
b) La única fórmula empírica es C_2H_6O.
c) C_2H_2 y C_6H_6 son fórmulas empíricas.
d) Sólo son fórmulas empíricas las correspondientes a los compuestos orgánicos.

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

3.29. Los únicos productos del análisis de un compuesto puro fueron 0,5 moles de átomos de carbono y 0,75 moles de átomos de hidrógeno, lo que indica que la fórmula empírica del compuesto es:

a) CH_4
b) CH
c) C_2H_3
d) CH_2

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

3.30. Si un hidrocarburo contiene 2,98 g de carbono por cada gramo de hidrógeno, su fórmula empírica es:

a) CH
b) C_2H_2
c) C_2H
d) CH_4

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

3.31. Un compuesto de fórmula AB3 contiene un 40% en masa de A. La masa atómica de A debe ser:

a) La mitad de B.
b) Igual a la de B.
c) El doble de B.
d) La tercera parte de B.

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

3.32. Cuando se quema un litro de cierto hidrocarburo gaseoso con exceso de oxígeno, se obtienen dos litros de dióxido de carbono y un litro de vapor de agua, todos los gases medidos en las mismas condiciones de p y T. ¿Cuál es la fórmula del hidrocarburo?

a) C_2H_8
b) CH_4
c) C_2H_2
d) C_2H_4

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

3.33. Cuántas moléculas de agua de cristalización pierde el sulfato de aluminio sabiendo que al calentarlo pierde un 48,68% de su masa.

a) 12
b) 24
c) 6
d) 18

(Masas atómicas: Al = 27; O = 16; S = 32; H = 1)

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

3.34. Los compuestos hidróxido de calcio, sulfato de calcio y carbonato de calcio son, respectivamente.
a) $CaOH$ / $CaSO_4$ / $CaCO_3$
b) $Ca(OH)_2$ / $CaSO_4$ / $CaCO$
c) $Ca(OH)_2$ / $CaSO$ / $CaCO_3$
d) $Ca(OH)_2$ / $CaSO_3$ / $CaCO_3$
e) $Ca(OH)_2$ / $CaSO_4$ / $CaCO_3$

(O.Q.L. Extremadura 2003)

3.35. Se quiere determinar la fórmula empírica del compuesto $ZnCl_x$. Para ello se hace reaccionar Zn en polvo con HCl en exceso, utilizando un vaso de precipitados. Los resultados obtenidos son:

Peso del vaso vacío = P_1 = 48,179 g
Peso del vaso vacío + Peso del Zn = P_2 = 48,635 g
Peso del vaso vacío + Peso del $ZnCl_x$ = P_3 = 49,160 g

Indique cuál de las siguientes proposiciones es falsa:
a) Para encontrar la fórmula empírica se deben calcular los átomos-gramo de Zn y Cl que han reaccionado.
b) El peso de Zn se obtiene por $P_2 - P_1$.
c) Al reaccionar $Zn + x\ HCl \longrightarrow x/2\ H_2 + ZnCl_x$ no es necesario medir el HCl que se añade.
d) Los gramos de cloro en el $ZnCl_x$ son 0,525 y su fórmula empírica es $ZnCl_2$.
e) A pesar de que el $ZnCl_2$ sea higroscópico, si no da tiempo a enfriar y pesar, se puede dejar para el día siguiente, y al volver al laboratorio y pesar, encontraríamos la misma pesada P_3.

(O.Q.L. Extremadura 2003)

3.36. La fórmula empírica para un compuesto es CH. ¿Cuál de los siguientes podría ser el peso molecular del compuesto?
a) 32 g/mol
b) 47 g/mol
c) 50 g/mol
d) 78 g/mol
e) 100 g/mol
(Masas atómicas: C = 12; H = 1)

(O.Q.L. Extremadura 2005)

SOLUCIONES									
3.1	b	3.2	e	3.3	d	3.4	c	3.5	b
3.6	d	3.7	d	3.8	b	3.9	e	3.10	c
3.11	b	3.12	d	3.13	c	3.14	c	3.15	d
3.16	d	3.17	b	3.18	b	3.19	a	3.20	b
3.21	c	3.22	d	3.23	b	3.24	b	3.25	b
3.26	d	3.27	a	3.28	b	3.29	c	3.30	d
3.31	c	3.32	c	3.33	d	3.34	e	3.35	e
3.36	d								

4. LÍQUIDOS Y DISOLUCIONES

4.1. Se disuelven 12,8 g de carbonato sódico en la cantidad de agua suficiente para preparar 325 mL de disolución. La concentración de esta disolución en mol·L^{-1} es:
a) 3,25
b) 0,121
c) 0,0393
d) 0,372
e) 12,8
(Masas atómicas: O = 16; C = 12; Na = 23)

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

4.2. El punto de ebullición normal de un líquido es:
a) La temperatura a la que la presión de vapor iguala a la presión atmosférica.
b) La temperatura por encima de la cual un gas no puede ser condensado.
c) La temperatura a la que su presión de vapor es igual a una atmósfera.
d) La temperatura a la que se alcanza el equilibrio entre el líquido y el gas.
e) Ninguno de los anteriores.

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

4.3. La disolución acuosa con menor punto de fusión es:
a) $MgSO_4$ 0,01 m
b) NaCl 0,01 m
c) Etanol (CH_3CH_2OH) 0,01 m
d) Ácido acético (CH_3COOH) 0,01 m
e) MgI_2 0,01 m

(O.Q.N. Burgos 1998)

4.4. Calcule la humedad relativa si la presión parcial del vapor de agua en el aire es 28,0 Torr a 303 K. La presión de vapor el agua a 30°C es 31,6 Torr.
a) 88,6%
b) 11,4%
c) 47,0%
d) 12,9%
e) 53,0%

(O.Q.N. Burgos 1998)

4.5. Para tres disoluciones 0,1 molal de ácido acético ($C_2H_4O_2$), ácido sulfúrico (H_2SO_4) y glucosa ($C_6H_{12}O_6$) en agua, señale la proposición correcta:
a) La disolución de ácido sulfúrico es la que tiene comportamiento más ideal.
b) La disolución de glucosa es la que tiene la temperatura de ebullición más alta.
c) La disolución de sulfúrico es la que tiene mayor temperatura de ebullición.
d) Las tres disoluciones tienen la misma temperatura de ebullición.
e) La disolución de glucosa es la que tiene mayor presión osmótica.

(O.Q.N. Burgos 1998)

4.6. ¿Cuántos iones se encuentran presentes en 2,0 L de una disolución de sulfato potásico (K_2SO_4) que tiene una concentración de 0,855 mol·L^{-1}?
a) $1,03·10^{22}$
b) $3,09·10^{22}$
c) $1,81·10^{22}$
d) $3,09·10^{24}$
e) $1,03·10^{24}$
(L = $6,022·10^{23}$ mol^{-1})

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Almería 2005)

4.7. ¿Qué masa de sulfato de amonio y hierro (II) hexahidrato (de masa molecular relativa 392) es necesaria para preparar un litro de disolución 0,05 M con respecto al ion hierro (II), Fe^{2+} (ac)?
a) 1,96 g
b) 2,80 g
c) 14,2 g
d) 19,6 g
e) 28,0 g

(O.Q.N. Murcia 2000)

4.8. Si se disuelven 75,0 g de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) en 625 g de agua, la fracción molar del agua en la disolución es:
a) 0,120
b) 0,416
c) 0,011
d) 0,989
e) 1,00
(Masas moleculares: glucosa = 180,2; agua = 18,0)

(O.Q.N. Barcelona 2001)

4.9. Las dimensiones de la tensión superficial son:
a) Presión por unidad de área.
b) Energía por unidad de área.
c) Fuerza por unidad de área.
d) Energía por volumen.
e) Fuerza·Presión por unidad de área.

(O.Q.N. Barcelona 2001)

4.10. ¿Cuántos moles de Na_2SO_4 deben añadirse a 500 mL de agua para obtener una disolución de concentración 2 molar de iones sodio? Suponga que el volumen de la disolución no cambia.
a) 0,5 moles
b) 1 mol
c) 2 moles
d) 4 moles
e) 5 moles

(O.Q.N. Oviedo 2002)

4.11. La presión de vapor de una disolución de cloruro de sodio en agua, a una determinada temperatura es:
a) Igual a la presión de vapor del agua a dicha temperatura.
b) Menor que la presión de vapor del agua a esa temperatura.
c) Proporcional a la presión de vapor del cloruro de sodio a esa temperatura.
d) Proporcional al punto de fusión del cloruro de sodio.
e) Proporcional a la molalidad de la disolución.

(O.Q.N. Tarazona 2003)

4.12. En el laboratorio, a veces se utiliza un baño de agua hirviendo en lugar de una llama para calentar. ¿Cuál de las siguientes causas puede ser la ventaja de su utilización?
a) La capacidad calorífica relativamente baja del agua hará que el contenido se caliente más rápidamente.
b) La densidad relativamente alta del agua hará que el contenido se caliente más rápidamente.
c) El volumen de agua durante la ebullición permanece constante.
d) La temperatura del agua durante la ebullición permanece constante a 100°C.
e) La presión de vapor del agua hirviendo es igual a cero.

(O.Q.N. Tarazona 2003)

4.13. El punto de fusión de una disolución acuosa de $KHSO_4$ 0,05 m es -0,19°C. ¿Cuál de las siguientes ecuaciones representa mejor lo que sucede al disolverse $KHSO_4$ (s) en agua?
a) $KHSO_4$ (s) ⟶ $KHSO_4$ (ac)
b) $KHSO_4$ (s) ⟶ HSO_4^- (ac) + K^+ (ac)
c) $KHSO_4$ (s) ⟶ SO_4^{2-} (ac) + K^+ (ac) + H^+ (ac)
d) $KHSO_4$ (s) ⟶ SO_3^{2-} (ac) + K^+ (ac) + OH^- (ac)
e) $KHSO_4$ (s) ⟶ KSO_3^- (ac) + OH^- (ac)
Dato: K_f (agua) = 1,86°C·mol^{-1}

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

4.14. Una disolución acuosa de ácido sulfúrico del 34,5% de riqueza en masa tiene una densidad de 1,26 g/mL. ¿Cuántos gramos de ácido sulfúrico se necesitan para obtener 3,22 L de esta disolución?
a) $1,20 \cdot 10^5$ g
b) 822 g
c) 135 g
d) $1,4 \cdot 10^3$ g
e) $1,4 \cdot 10^5$ g

(O.Q.N. Luarca 2005)

4.15. Una disolución de anticongelante consiste en una mezcla de 39,0% de etanol y 61% de agua, en volumen y tiene una densidad de 0,937 g/mL ¿Cuál es el volumen de etanol, expresado en litros, presente en 1 kg de anticongelante?
a) 0,37 L
b) 0,94 L
c) 0,65 L
d) 0,42 L
e) 0,39 L

(O.Q.N. Luarca 2005)

4.16. ¿Qué masa de $MgCl_2$, expresada en gramos, debe añadirse a 250 mL de una disolución de $MgCl_2$ 0,25 M para obtener una nueva disolución 0,40 M?
a) 9,5 g
b) 6,0 g
c) 2,2 g
d) 3,6 g
e) 19 g
(Masas atómicas: Mg = 24,3; Cl = 35,5)

(O.Q.N. Luarca 2005)

4.17. Una muestra de 0,90 g de agua líquida se introduce en un matraz de 2,00 L previamente evacuado, después se cierra y se calienta hasta 37°C. ¿Qué porcentaje de agua, en masa, permanece en fase líquida?
La presión de vapor del agua a 37°C es 48,2 Torr.
a) 10%
b) 18%
c) 82%
d) 90%
e) 0%

(O.Q.N. Luarca 2005)

4.18. Una disolución acuosa tiene 6,00 % en masa de metanol y su densidad es de 0,988 g/mL. La molaridad del metanol en esta disolución es
a) 0,189 M
b) 1,05 M
c) 0,05 M
d) 0,85 M
e) 1,85 M
(Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16)

(O.Q.N. Vigo 2006)

4.19. Se prepara una disolución ideal mezclando 20,5 g de benceno, C_6H_6, y 45,5 g de tolueno, C_7H_8, a 25°C. Sabiendo que las presiones de vapor del benceno y tolueno en estado puro a esta temperatura son 95,1 mmHg y 28,4 mmHg, respectivamente, las presiones parciales del benceno y tolueno en esta disolución son, respectivamente:
a) 95,1 y 28,4 mm Hg
b) 12,5 y 18,5 mm Hg
c) 85,5 y 15,5 mm Hg
d) 25,0 y 12,6 mm Hg
e) 33,0 y 18,5 mm Hg
(Masas atómicas: H = 1,008; C = 12,011)

(O.Q.N. Vigo 2006)

4.20. Una disolución acuosa de cloruro de sodio empieza a congelar a -1,5°C. Calcule la concentración de la sal en esta disolución, expresada en porcentaje en masa.
K_f (H_2O) = 1,86°C (mol kg^{-1})$^{-1}$
a) 3,9 %
b) 4,0 %
c) 4,5 %
d) 4,7 %
e) 4,8 %
(Masas atómicas: Na = 22,990; Cl = 35,453)

(O.Q.N. Vigo 2006)

4.21. Un vinagre tiene 5,05 % en masa de ácido acético, CH_3-COOH, y su densidad es 1,05 g/mL. ¿Cuántos gramos de ácido hay en una botella de vinagre de 1 L?
a) 0,100 g
b) 0,050 g
c) 50,5 g
d) 208 g
e) 53,0 g

(O.Q.N. Vigo 2006)

4.22. Se mezclan 100 mL de una disolución de Na_2SO_4 4 M con 500 mL de otra disolución del mismo compuesto, 0,2 M. Para que la concentración de iones Na^+ en la disolución resultante sea 0,08 M, el volumen de agua que habrá que añadir es:
a) 5650 mL
b) 14350 mL
c) 9600 mL
d) 10000 mL
e) 11900 mL

(O.Q.N. Córdoba 2007)

4.23. ¿Qué volumen de una disolución concentrada 8 M de HCl hay que utilizar para preparar 3 L de una disolución de 2 M de HCl?
a) 750 mL
b) 1333,3 mL
c) 2250 mL
d) 1666,6 mL

(O.Q.L. Madrid 2003)

4.24. En un volumen de 20 cm^3 de una disolución de NaOH 2 M hay:
a) 1,6 g de NaOH
b) 0,04 g de NaOH
c) 0,08 g de NaOH
d) 3,2 g de NaOH
(Masa atómicas: H =1; O = 16; Na = 23)

(O.Q.L. Madrid 2004)

4.25. ¿Cuál de las siguientes sustancias funcionaría mejor como anticongelante de 1 L de agua si se utiliza la misma masa de cada una de ellas?
a) Metanol
b) Sacarosa
c) Glucosa
d) Acetato de etilo

(O.Q.L. Murcia 1996)

4.26. De entre las diferentes formas de expresar la concentración de las disoluciones, hay que destacar:
a) La normalidad, que es la norma adoptada en los países de la Unión Europea para medir la relación soluto/disolvente.
b) La molaridad, que es el número de moles de soluto en un litro de disolución.
c) La molalidad, que es el nombre que utilizan en China para la molaridad.
d) La fracción molar, que se utiliza para expresar la concentración en disoluciones donde el número de moles de soluto en un litro no es un número exacto.

(O.Q.L. Murcia 1996)

4.27. Con 100 mL de disolución de HCl 2 M se puede preparar un litro de otra disolución cuya concentración será:
a) 0,1 M
b) 0,2 M
c) 10 M
d) 10^{-2} M

(O.Q.L. Murcia 1996)

4.28. Una disolución 2 M de ácido acético es aquella que contiene:
a) 60 g de ácido acético en 250 mL de disolución.
b) 45 g de ácido acético en 250 mL de disolución.
c) 60 g de ácido acético en 500 mL de disolución.
d) 50 g de ácido acético en 500 mL de disolución.
(Masa atómicas: H =1; C = 12; O = 16)

(O.Q.L. Murcia 1996)

4.29. ¿Cuál será la molaridad de una disolución 6 N de ácido fosfórico?
a) 6 M
b) 2 M
c) 18 M
d) 3 M

(O.Q.L. Murcia 1997)

4.30. Al mezclar 1 L de disolución de ácido clorhídrico 0,01 M con 250 mL de otra disolución de ácido clorhídrico 0,1 M se obtiene una nueva disolución cuya concentración es, aproximadamente:
a) 0,11 M
b) $1,28 \cdot 10^{-2}$ M
c) $1,4 \cdot 10^{-2}$ M
d) $2,8 \cdot 10^{-2}$ M

(O.Q.L. Murcia 1997)

4.31. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones probaría que un líquido incoloro y transparente es agua pura?
a) El líquido tiene un pH de 7.
b) El líquido hierve a 100°C cuando la presión es de 1 atm.
c) El líquido no deja residuo cuando se evapora hasta sequedad.
d) El líquido reseca las manos cuando se lavan con él.

(O.Q.L. Murcia 1997)

4.32. Cuando se adicionan 100 cm^3 de agua a 100 cm^3 de una disolución acuosa 0,20 M en sulfato de potasio (K_2SO_4) y se agita vigorosamente, ¿cuál es la molaridad de los iones K^+ en la nueva disolución? Considere correcta la adición de los volúmenes.
a) 0,05
b) 0,10
c) 0,15
d) 0,20

(O.Q.L. Murcia 1998)

4.33. La concentración media de los iones sodio (Na^+) en el suero sanguíneo es aproximadamente de 3,4 $g·L^{-1}$. ¿Cuál es la molaridad del suero con respecto a dicho ion?
a) 0,15
b) 3,4
c) 6,8
d) 23
(Masa atómica: Na = 23)

(O.Q.L. Murcia 1999)

4.34. Por el análisis de un vino de California, Cabernet-Sauvignon, se sabe que éste tiene una acidez total del 0,66% en peso. Suponiendo que dicha acidez se debe únicamente al ácido etanoico o acético, CH_3-COOH (M_r = 60 $g·mol^{-1}$), ¿cuál es la normalidad, respecto al ácido, del vino? Densidad del vino = 1,11 $g·cm^{-3}$.
a) $1,2·10^{-4}$ N
b) $1,1·10^{-3}$ N
c) $1,2·10^{-1}$ N
d) $1,4·10^{-3}$ N

(O.Q.L. Murcia 1999)

4.35. Una disolución acuosa de ácido sulfúrico al 40% en peso tiene una densidad de 1,3 $g·cm^{-3}$. Su normalidad es:
a) 10,6
b) 46,4
c) 23,2
d) 20,8
(Masas atómicas: S = 32; O = 16; H = 1)

(O.Q.L. Murcia 2000) (O.Q.L. Murcia 2001)

4.36. Si mezclamos volúmenes iguales de disoluciones de sulfato de potasio y cloruro de potasio, ambas 0,1 M, y consideramos los volúmenes aditivos, la concentración en K^+ de la nueva disolución será:
a) 0,15 M
b) 0,2 M
c) 0,3 M
d) No se puede calcular sin conocer V.

(O.Q.L. Murcia 2000)

4.37. El etanol comercial se vende como un azeótropo que contiene 4% en volumen de agua, por esta razón se le conoce como alcohol de 96° (96% en volumen de etanol). Si la densidad de la mezcla es de 0,815 $g \cdot cm^{-3}$ y la del agua es 1,000 $g \cdot cm^{-3}$, la fracción molar del agua en esta mezcla será:
a) 0,096
b) 0,117
c) 0,680
d) 0,753
(Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1)

(O.Q.L. Murcia 2001)

4.38. Las disoluciones de sacarosa (azúcar común) se utilizan para la preparación de almíbar. En un laboratorio de una industria conservera se está probando un jarabe que contiene 17,1 g de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) y 100 cm^3 de agua. Si la densidad de esta disolución, a 20°C, es 1,10 $g \cdot cm^{-3}$, ¿cuál es su molaridad?
a) 0,469 M
b) 0,500 M
c) 4,69 M
d) 5,00 M
(Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1)

(O.Q.L. Murcia 2001)

4.39. Se quieren preparar 2 litros de disolución de ácido clorhídrico del 36% en peso y densidad 1,18 $g \cdot cm^{-3}$, disolviendo cloruro de hidrógeno en agua. ¿Cuántos litros de dicho gas, medidos en condiciones normales, se necesitarán?
(El cloruro de hidrógeno es un gas muy soluble en agua)
a) 521,40 L
b) 2 L
c) 1227,39 L
d) 164,3 L
(Masas atómicas: Cl = 35,5; H = 1)

(O.Q.L. Murcia 2002)

4.40. Se desea preparar una disolución en la que la concentración del ion NO_3^- sea 0,25 M y se dispone de 500 mL de una disolución de KNO_3 0,20 M. ¿Qué volumen de disolución de $Ca(NO_3)_2$ 0,30 M habría que añadir?
a) 250 mL
b) 35,70 mL
c) 71,40 mL
d) 142,80 mL

(O.Q.L. Murcia 2003)

4.41. Se dispone de una disolución acuosa de hidróxido de sodio al 20% en masa. La fracción molar de soluto es:
a) 0,10
b) 0,20
c) 0,18
d) 1,43
(Masas atómicas: Na = 23; H = 1; O = 16)

(O.Q.L. Murcia 2003)

4.42. ¿Qué volumen de una disolución 0,2 M contiene 3,5 moles de soluto?
a) 17,5 mL
b) 17,5 L
c) 15,7 dm^3
d) 7,0 mL

(O.Q.L. Murcia 2003)

4.43. Si hacen falta 18,5 moles de tetracloroetileno (C_2Cl_4) de densidad 1,63 $g \cdot cm^{-3}$, ¿qué volumen de este líquido será necesario tomar?
a) 30,22 mL
b) 11,33 mL
c) 5,01 L
d) 1,88 L
(Masas atómicas: C = 12; Cl = 35,5)

(O.Q.L. Murcia 2003)

4.44. A la presión atmosférica, la solubilidad del oxígeno en agua a 25°C es 8,32 mg/L. La solubilidad a 50°C y misma presión será:
a) La misma.
b) Podría valer 7 mg/L.
c) Mayor de 8,32 mg/L pero menor de 16,64 mg/L.
d) Alrededor de 16,64 mg/L.

(O.Q.L. Murcia 2004)

4.45. Si se mezcla cierto volumen de disolución 2,5 molar de cloruro sódico con el doble de volumen de la misma disolución, la disolución de cloruro sódico resultante será:
a) 7,5 molar
b) 5 molar
c) 2,5 molar
d) Es necesario especificar los volúmenes.

(O.Q.L. Murcia 2004)

4.46. Uno de los factores de contaminación de los ríos es el factor térmico. Algunas industrias arrojan residuos a temperaturas muy elevadas, lo que puede tener como consecuencia por ejemplo la muerte de muchos peces por asfixia. La razón debe ser que:
a) El oxígeno disminuye su solubilidad al aumentar la temperatura de una disolución.
b) El oxígeno aumenta su solubilidad al aumentar la temperatura de una disolución.
c) Un aumento de temperatura produce un aumento de acidez del medio.
d) A los peces les cuesta más trabajo nadar en agua caliente.

(O.Q.L. Murcia 2005)

4.47. Puesto que la masa molecular del carbonato cálcico es 100, para la reacción completa de 100 g de este compuesto con ácido clorhídrico se requiere:
a) Un litro de disolución 1 M.
b) 0,5 litros de disolución 0,333 M.
c) 2 litros de disolución 1 M.
d) 0,333 litros de disolución 0,5 M.

(O.Q.L. Murcia 2005)

4.48. De una disolución 0,3 M de sulfato de amonio se toman 100 mL y se diluyen hasta un volumen de 500 mL. La concentración de iones amonio de la nueva disolución será:
a) 0,6 M
b) 0,06 M
c) 0,12 M
d) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Murcia 2006)

4.49. A 50°C la presión de vapor del benceno es de 271 mm Hg y la de la acetona es 603 mm Hg. La presión de vapor de una mezcla de estas sustancias a la misma temperatura en la que la masa de benceno es el doble que la de acetona será:
a) 378 mm Hg
b) 437 mm Hg
c) 404 mm Hg
d) Ninguna de las anteriores.
(Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16)

(O.Q.L. Baleares 2002)

4.50. Aunque normalmente no se indica, ¿cuál es la unidad correcta para expresar las constantes crioscópicas y ebulloscópicas?
a) °C/mol
b) °C·mol/kg
c) °C·kg/mol
d) Ninguna de las anteriores es correcta.

(O.Q.L. Baleares 2002)

4.51. Sólo una de las siguientes afirmaciones es falsa:
a) La presión de vapor del disolvente en una disolución es igual a la del disolvente puro.
b) Un líquido hierve cuando su presión de vapor es igual a la presión atmosférica.
c) El descenso crioscópico es proporcional a la molalidad.
d) El ascenso ebulloscópico es proporcional a la molalidad.

(O.Q.L. Baleares 2004)

4.52. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones sobre el estado coloidal es falsa:
a) El tamaño de las partículas coloidales es intermedio entre las disoluciones verdaderas y las suspensiones.
b) El soluto de un coloide puede ser un sólido, un líquido o un gas.
c) El soluto de un coloide normalmente sedimenta con el tiempo.
d) Los coloides producen el denominado "efecto Tyndall".

(O.Q.L. Baleares 2004)

4.53. Se dispone de un ácido sulfúrico del 93% y densidad 1,9 g/cm^3 y se desea preparar 0,4 L disolución de concentración 1 M. ¿Qué cantidad del ácido sulfúrico se necesita?
a) 22,2 cm^3
b) 39,2 cm^3
c) 55,5 cm^3
d) 111 cm^3
(Masas atómicas: S = 32; H = 1; O = 16)

(O.Q.L. Baleares 2004)

4.54. Se tienen 100 mL de una disolución de 0,5 M de ácido nítrico y se diluyen hasta hasta 1 L. ¿Cuál será la concentración de la nueva disolución?
a) 5 M
b) 1 M
c) 0,05 M
d) 0,005 M

(O.Q.L. Baleares 2006)

4.55. Partiendo de 496 g de cloruro de sodio, se desea preparar una disolución 0,25 molal. ¿Cuántos kg de agua deberán añadirse al recipiente que contiene la sal?
a) 0,030 kg
b) 2,0 kg
c) 8,5 kg
d) 34 kg
(Masas atómicas: Cl = 35,5; Na = 23)

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

4.56. Se dispone de dos disoluciones A y B. La disolución A contiene 6,00 g de CH_3OH en 1 kg de H_2O y la disolución B está formada por 6,00 g de CH_3OH y 1 kg de CCl_4. A 20°C, la densidad de la disolución A es menor que la densidad de la disolución B. Indique cuál de las siguientes proposiciones relativas a estas disoluciones es cierta:
a) Las disoluciones A y B tienen la misma molaridad.
b) Ambas disoluciones tienen la misma molalidad.
c) Las fracciones molares de CH_3OH en A y B son iguales.
d) El porcentaje de CH_3OH es diferente en A y B.
(Masas atómicas: Cl = 35,5; C = 12; H = 1, O = 16)

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

4.57. Una muestra de agua tomada de un río contiene 5 ppm de O_2 disuelto. Suponiendo que la densidad del agua es igual a 1 g/mL, la masa de O_2 disuelto en 1,0 L de agua es:
a) 0,0050 g
b) 0,0096 g
c) $3,0 \cdot 10^{-7}$ g
d) $9,4 \cdot 10^{-5}$ g

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

4.58. ¿Cuál de las siguientes disoluciones de permanganato de potasio sería la más concentrada?
a) 0,011 M
b) 50 g/L
c) 0,5 moles en 750 mL de disolución
d) 250 ppm
(Masas atómicas: Mn = 54,9; K = 39,1; O = 16)

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

4.59. Una disolución de amoníaco de densidad 0,910 g/mL y del 25% en masa tiene una molaridad de:
a) 5,6 M
b) 12,5 M
c) 2,4 M
d) 13,4 M
(Masas atómicas: N = 14; H = 1)

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

4.60. 50 mL de una disolución de hidróxido de potasio (M_r = 40) que tiene una densidad de 1,46 g/mL y del 45% en masa contiene los siguientes gramos de hidróxido de potasio:
a) $1,81 \cdot 10^{-2}$
b) 24,5
c) $8,13 \cdot 10^{-5}$
d) 32,8

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

4.61. Una determinada masa de metanol produce mayor descenso del punto de congelación en una masa determinada de agua que la misma cantidad de alcohol etílico, debido a que el metanol:
a) Tiene menor masa molecular.
b) Es más soluble en agua.
c) Tiene mayor punto de ebullición.
d) Tiene menor punto de congelación.

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

4.62. Se preparan dos disoluciones de un soluto no electrólito y no volátil, una, llamada A al 2% en masa, y otra, llamada B al 4% en masa. Suponiendo que la densidad de las disoluciones es próxima a 1, ¿cuál de las siguientes proposiciones es falsa suponiendo un comportamiento ideal?
a) La molalidad en B es la mitad que en A.
b) La temperatura de congelación de A es mayor que la de B.
c) La presión osmótica de A es menor que la de B.
d) La presión de vapor de A es mayor que la de B.

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

4.63. Cuál de ellos variará al modificar la temperatura si se expresa la concentración de una disolución acuosa en:
a) Molaridad
b) Molalidad
c) Fracción molar
d) % en peso

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

4.64. Cuando una disolución acuosa se hace muy diluida, ¿cuál de las siguientes proposiciones es falsa?:

a) La molalidad es proporcional a la fracción molar.
b) La molalidad es prácticamente igual a la molaridad.
c) La molaridad es mayor que la molalidad.
d) La densidad tiende a uno.

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

4.65. Determine la molaridad de una disolución preparada con 2,5 g de $CaCl_2$ y la cantidad necesaria de agua para obtener 0,500 L de disolución.

a) 0,045 M
b) 0,090 M
c) 5,0 M
d) $1,3·10^{-3}$ M
e) 0,15 M

(Masas atómicas: Ca = 40; Cl = 35,5)

(O.Q.L. Extremadura 2005)

SOLUCIONES									
4.1	d	4.2	c	4.3	e	4.4	a	4.5	c
4.6	d	4.7	d	4.8	d	4.9	b	4.10	a
4.11	b	4.12	d	4.13	b	4.14	d	4.15	d
4.16	d	4.17	d	4.18	e	4.19	e	4.20	c
4.21	e	4.22	e	4.23	a	4.24	a	4.25	a
4.26	b	4.27	b	4.28	c	4.29	b	4.30	d
4.31	b	4.32	d	4.33	a	4.34	c	4.35	a
4.36	a	4.37	b	4.38	a	4.39	a	4.40	c
4.41	a	4.42	b	4.43	d	4.44	b	4.45	c
4.46	a	4.47	c	4.48	c	4.49	c	4.50	c
4.51	a	4.52	c	4.53	a	4.54	c	4.55	d
4.56	b	4.57	a	4.58	c	4.59	d	4.60	d
4.61	a	4.62	a	4.63	a	4.64	c		

5. REACCIONES QUÍMICAS

5.1. Para la siguiente reacción:

$$3\ Fe\ (s) + 2\ O_2\ (g) \longrightarrow Fe_3O_4\ (s)$$

¿cuántos moles de O_2 (g) son necesarios para reaccionar con 27,9 moles de Fe?

a) 9,30
b) 18,6
c) 55,8
d) 41,9
e) 27,9

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

5.2. Dada la reacción:

$$Cl_2\ (g) + 2\ NaOH\ (ac) \longrightarrow NaCl\ (ac) + NaOCl\ (ac) + H_2O\ (l)$$

¿Cuántos gramos de hipoclorito sódico pueden producirse por reacción de 50,0 g de Cl_2 (g) con 500,0 mL de disolución NaOH 2,00 M?

a) 37,2
b) 52,5
c) 74,5
d) 26,3
e) 149

(Masas atómicas: Cl = 35,5; Na = 23; O = 16)

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.N. Burgos 1998)

5.3. De las siguientes reacciones químicas que se formulan a continuación, indique la correcta:

a) $CuO + HNO_3\ (dil) \longrightarrow Cu(OH)_2 + ½\ H_2O + NO_2$
b) $CuO + 3\ HNO_3\ (dil) \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + H_2O + Cu$
c) $CuO + 2\ HNO_3\ (dil) \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + H_2O$
d) $CuO + HNO_3\ (dil) \longrightarrow CuNO_3 + ½\ H_2$
e) $CuO + HNO_3\ (dil) \longrightarrow CuNO_3 + O_2$

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.N. Oviedo 2002)

5.4. Para la siguiente reacción:

$$P_4\ (s) + 5\ O_2\ (g) + 6\ H_2O\ (l) \longrightarrow 4\ H_3PO_4\ (l)$$

Si reaccionan 40,0 g de O_2 (g) con P_4 (s) y sobran 8,00 g de O_2 (g) después de la reacción, ¿cuántos gramos de P_4 (s) se quemaron?

a) 8,00
b) 37,2
c) 48,0
d) 31,0
e) 24,8

(Masas atómicas: O = 16; P = 31)

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

5.5. Un anillo de plata que pesa 7,275 g se disuelve en ácido nítrico y se añade un exceso de cloruro de sodio para precipitar toda la plata como AgCl. Si el peso de AgCl (s) es 9,000 g, ¿cuál es el porcentaje de plata en el anillo?

a) 6,28%
b) 75,26%
c) 93,08%
d) 67,74%
e) 80,83%

(Masas atómicas: Ag = 107,9; Cl = 35,5)

(O.Q.N. Almería 1999)

5.6. En los viajes espaciales debe incluirse una sustancia que elimine el CO_2 producido por respiración de los ocupantes de la nave. Una de las posibles soluciones sería hacer reaccionar el CO_2 con determinados reactivos. La selección del más adecuado se hace teniendo en cuenta que éste consuma la mayor cantidad de CO_2 por gramo de reactivo (es decir, que sea el más ligero para llevar en la nave). De acuerdo con ello, ¿cuál escogería?

a) CaO [CaO (s) + CO_2 (g) $\longrightarrow$ $CaCO_3$ (s)]
b) Na_2O_2 [Na_2O_2 (s) + CO_2 (g) $\longrightarrow$ Na_2CO_3 (s) + O_2 (g)]
c) $Mg(OH)_2$ [$Mg(OH)_2$ (s) + CO_2 (g) $\longrightarrow$ $MgCO_3$ (s) + H_2O (l)]
d) $LiOH$ [$LiOH$ (s) + CO_2 (g) $\longrightarrow$ Li_2CO_3 (s) + H_2O (l)]
e) $Ca(OH)_2$ [$Ca(OH)_2$ (s) + CO_2 (g) $\longrightarrow$ $CaCO_3$ (s) + H_2O (l)]

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Extremadura 2003)

5.7. Un gramo de un cierto ácido orgánico monocarboxílico de cadena lineal se neutraliza con 22,7 cm^3 de disolución de hidróxido de sodio (NaOH) 0,5 M y al quemarse origina 0,818 g de agua. El nombre del ácido es:

a) Butanoico
b) Propanoico
c) Etanoico
d) Metanoico
e) Palmítico

(Masas atómicas: H = 1; O = 16)

(O.Q.N. Murcia 2000)

5.8. La combustión completa de 0,336 dm^3 de un hidrocarburo gaseoso, medidos en condiciones normales, produce 0,06 moles de dióxido de carbono. ¿Cuántos átomos de carbono tiene cada molécula del hidrocarburo?

a) 1
b) 2
c) 4
d) 6
e) 8

(O.Q.N. Murcia 2000)

5.9. Un paciente que padece una úlcera duodenal puede presentar una concentración de HCl en su jugo gástrico 0,08 M. Suponiendo que su estómago recibe 3 litros diarios de jugo gástrico, ¿qué cantidad de medicina conteniendo 2,6 g de $Al(OH)_3$ por 100 mL debe consumir diariamente el paciente para neutralizar el ácido?

a) 27 mL
b) 80 mL
c) 240 mL
d) 720 mL
e) 1440 mL

(Masas moleculares: $Al(OH)_3$ = 78; HCl = 36,5)

(O.Q.N. Murcia 2000)

5.10. Una muestra de 2,8 g de un alqueno puro, que contiene un único doble enlace por molécula, reaccionan completamente con 8,0 g de bromo, en un disolvente inerte. ¿Cuál es la fórmula molecular del alqueno?

a) C_2H_4
b) C_3H_6
c) C_4H_8
d) C_6H_{12}
e) C_8H_{16}

(Masas atómicas: Br = 80; C = 12; H =1)

(O.Q.N. Murcia 2000)

5.11. A partir de un kg de pirita del 75% de riqueza en FeS_2, se ha obtenido 1 kg de H_2SO_4 del 98% en masa. El rendimiento global del proceso es:
a) 100%
b) 80%
c) 50%
d) 75%
e) No se puede calcular al no disponer de las reacciones pertinentes.
(Masas atómicas: Fe = 55,85; S = 32,01; O = 15,99)
(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Baleares 2003) (O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

5.12. Para la siguiente reacción:

$$B_2O_3\ (s) + 3\ H_2O\ (l) \longrightarrow 2\ H_3BO_3\ (ac)$$

¿Cuántos moles de agua se necesitan para producir 5,0 moles de H_3BO_3 (ac) a partir de 3,0 moles de B_2O_3 (s), si la reacción tiene lugar de forma total?
a) 6,0
b) 2,0
c) 7,5
d) 4,0
e) No se puede calcular.
(O.Q.N. Barcelona 2001)

5.13. Una muestra del mineral pirolusita (MnO_2 impuro) de masa 0,535 g, se trata con 1,42 g de ácido oxálico ($H_2C_2O_4 \cdot 2\ H_2O$) en medio ácido de acuerdo con la reacción:

$$H_2C_2O_4 + MnO_2 + 2\ H^+ \longrightarrow Mn^{2+} + 2\ H_2O + 2\ CO_2$$

El exceso de ácido oxálico se valora con 36,6 mL de $KMnO_4$ 0,1000 M de acuerdo con la reacción:

$$5\ H_2C_2O_4 + 2\ MnO_4^- + 6\ H^+ \longrightarrow 2\ Mn^{2+} + 8\ H_2O + 10\ CO_2$$

¿Cuál es el porcentaje de MnO_2 en el mineral?
(Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1; Mn = 54,9)
a) 34,3%
b) 61,1%
c) 65,7%
d) 53,3%
e) 38,9%
(O.Q.N. Barcelona 2001)

5.14. ¿Cuántos moles de PbI_2 precipitan si se añaden 250 mL de disolución de NaI 0,200 M a 150 mL de $Pb(NO_3)_2$ 0,100 M?
a) 0,050 mol
b) $1,3 \cdot 10^5$ mol
c) 0,015 mol
d) $5,6 \cdot 10^3$ mol
e) 0,040 mol
(O.Q.N. Barcelona 2001)

5.15. El superóxido de potasio (KO_2) puede simular la acción de las plantas consumiendo dióxido de carbono gaseoso y produciendo oxígeno gas. Sabiendo que en este caso también se forma carbonato de potasio, la reacción ajustada nos indica que:
a) Se producen 3 moles de oxígeno por cada mol de KO_2 consumido.
b) Se consumen 2 moles de KO_2 por cada mol de dióxido de carbono.
c) El número de moles de reactivos es igual de productos.
d) Se producen 3 g de oxígeno por cada 2 g de CO_2 consumidos.
e) Se forman más moles de productos que de reactivos.
(O.Q.N. Oviedo 2002)

5.16. El cromo en su estado de oxidación (VI) se considera peligroso y su eliminación puede realizarse por el proceso simbolizado por la reacción:

$$4\ Zn + K_2Cr_2O_7 + 7\ H_2SO_4 \longrightarrow 4\ ZnSO_4 + 2\ CrSO_4 + K_2SO_4 + 7\ H_2O$$

Si se mezcla 1 mol de cada reactivo, ¿cuál es el reactivo limitante y el rendimiento teórico de sulfato de cromo (II)?

a) Zn / 0,50 mol
b) $K_2Cr_2O_7$ / 2,0 mol
c) H_2SO_4 / 0,29 mol
d) H_2 / 1,0 mol
e) No hay reactivo limitante / 1,0 mol

(O.Q.N. Oviedo 2002)

5.17. Dadas las siguientes reacciones:

$$Fe + Br_2 \longrightarrow FeBr_2$$
$$3\ FeBr_2 + Br_2 \longrightarrow Fe_3Br_8$$

Si el rendimiento de cada una de las reacciones es del 82%, ¿qué masa de Fe_3Br_8 se produce a partir de 1,0 g de Fe?

a) 4,81 g
b) 3,94 g
c) 2,65 g
d) 3,24 g
e) 2,57 g

(Masas atómicas: Fe = 55,8; Br = 79,9)

(O.Q.N. Oviedo 2002)

5.18. El mineral dolomita puede representarse por la fórmula $MgCa(CO_3)_2$. ¿Qué volumen de dióxido de carbono gas, a 26,8°C y 0,88 atm, podría producirse por la reacción de 25 g de dolomita con exceso de ácido acético?

a) 3,9 L
b) 4,5 L
c) 6,3 L
d) 6,7 L
e) 7,6 L

(Masas atómicas: Mg = 24,3; Ca = 40; C = 12; O = 16; R = 0,082 atm·L/mol·K)

(O.Q.N. Oviedo 2002)

5.19. El agua se descompone por electrólisis produciendo hidrógeno y oxígeno gas. En un determinado experimento, se ha obtenido 1,008 g de H_2 en el cátodo, ¿qué masa de oxígeno se obtiene en el ánodo?

a) 32,0 g
b) 16,0 g
c) 8,00 g
d) 4,00 g
e) 64,0 g

(Masa atómicas: H = 1,008; O = 16)

(O.Q.N. Oviedo 2002)

5.20. El vinagre es una disolución concentrada de ácido acético (CH_3-COOH). Cuando se trata una muestra de 8,00 g de vinagre con NaOH 0,200 M, se gastan 51,10 mL hasta alcanzar el punto de equivalencia. El porcentaje en masa del ácido acético en dicho vinagre es:

a) 1,36%
b) 3,83%
c) 7,67%
d) 5,67%
e) 4,18%

(Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16)

(O.Q.N. Tarazona 2003)

5.21. Para valorar una disolución de ácido clorhídrico, se pipetean 10,00 mL de Na_2CO_3 0,100 M, se introducen en un erlenmeyer y se diluyen con 100 mL de agua añadiendo unas gotas de verde de bromocresol. A continuación se añaden con una bureta 15,0 mL de HCl hasta su segundo punto de equivalencia (color amarillo). La concentración del ácido es:
a) 0,200 M
b) 0,100 M
c) 0,0667 M
d) 0,133 M
e) 0,267 M

(O.Q.N. Tarazona 2003)

5.22. Cuando se añade un exceso de iones hidróxido a 1,0 L de disolución de $CaCl_2$, precipita $Ca(OH)_2$. Si todos los iones calcio de la disolución precipitan en 7,4 g de $Ca(OH)_2$, ¿cuál era la concentración inicial de la disolución de $CaCl_2$?
a) 0,05 M
b) 0,10 M
c) 0,15 M
d) 0,20 M
e) 0,30 M
(Masas atómicas: Ca = 40; H = 1; O = 16)

(O.Q.N. Tarazona 2003)

5.23. Señale la afirmación correcta:
a) Un procedimiento para obtener NaOH es mediante la reacción entre NaCl + $H_2O \longrightarrow$ HCl + NaOH.
b) Para transportar H_2SO_4 o HNO_3 pueden utilizarse camiones con la cisterna forrada interiormente de aluminio.
c) Algunos enlaces del grafito tienen carácter iónico lo que le hace ser conductor de la electricidad.
d) El ácido nítrico puede obtenerse por calefacción de nitrato amónico seco.
e) Para obtener bromuro de hidrógeno a partir de bromuro de sodio es necesario utilizar H_3PO_4 porque es un ácido no oxidante.

(O.Q.N. Tarazona 2003)

5.24. El óxido de calcio puede obtenerse por:
a) Reacción de calcio metálico con agua.
b) Reacción de carbonato de calcio con ácido clorhídrico.
c) Descomposición térmica del carbonato de calcio.
d) Electrólisis de cloruro de calcio en disolución acuosa.
e) Hidrólisis de sulfato de calcio.

(O.Q.N. Tarazona 2003)

5.25. En una reacción química se cumple que:
a) El número total de moléculas de los reactivos es igual al número total de moléculas de los productos.
b) El número total de átomos de los reactivos es igual al número total de átomos de los productos.
c) El número total de moles de los reactivos es igual al número total de moles de los productos.
d) Cuando se queman 16 g de azufre (M_{at} = 32), se consumen 8 g de oxígeno (M_{at} = 16) y se forma dióxido de azufre.
e) Cuando se queman 16 g de azufre, se consumen 8 g de oxígeno y se forma monóxido de azufre.

(O.Q.N. Tarazona 2003)

5.26. En la nitración de 10 g de benceno se obtuvieron 13 g de nitrobenceno. ¿Cuál fue el rendimiento de la reacción?
a) 100%
b) 79,10%
c) 82,84%
d) 65,20%
e) 85,32%
(Masas atómicas: C = 12; H = 1; N = 14; O = 16)

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

5.27. ¿Cuántos litros de CO_2 medidos en condiciones normales se obtienen de la reacción de 18 g de bicarbonato potásico con 65 g de ácido sulfúrico al 10%?
a) 1
b) 2
c) 3
d) 4
e) 5
(Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16; K = 39,1; S = 32)

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

5.28. Se dispone de una muestra de clorato potásico con un 35,23% de riqueza. ¿Qué cantidad de esta muestra será necesaria para obtener $4,5·10^{-2}$ kg de oxígeno?
En la reacción también se obtiene cloruro potásico.
a) $13,50·10^{-2}$ kg
b) $32,61·10^{-2}$ kg
c) $4,50·10^{-2}$ kg
d) $9,00·10^{-2}$ kg
e) $48,75·10^{-2}$ kg
(Masas atómicas: O = 16,00; Cl = 35,46; K = 39,10)

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

5.29. Se introducen 24,6 mL de difluoroamina, medidos a 0°C y alta presión, en un recipiente y en presencia de un catalizador. Al cabo de 68 h se produce el equilibrio, obteniéndose 5,5 mL de N_2F_4, medidos en las mismas condiciones. Calcule el porcentaje de rendimiento en N_2F_4 de la reacción:

$$HNF_2\ (g) \longleftrightarrow N_2F_4\ (g) + NH_4F\ (g) + HF\ (g)$$

a) 5,5%
b) 55,9%
c) 0,56%
d) 40%
e) 24,6%

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

5.30. La herrumbre se puede eliminar de la ropa blanca por la acción del HCl diluido. ¿Cuál es la masa de herrumbre que se podría eliminar por la acción de 100 mL de una disolución de HCl, de densidad 1,028 g/mL y de riqueza del 4%?

$$Fe_2O_3\ (s) + HCl\ (ac) \longrightarrow FeCl_3\ (ac) + H_2O\ (l)$$

a) 1028 mg
b) 0,04 g
c) 0,003 kg
d) 0,17 g
e) 0,03 kg
(Masas atómicas: Fe = 55,8; Cl = 35,4; H = 1; O = 16)

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

5.31. El oxígeno puede obtenerse por descomposición térmica de compuestos oxigenados, como por ejemplo a través de las siguientes reacciones:

$$2\ Ag_2O \longrightarrow 4\ Ag + O_2$$

$$2\ BaO_2 \longrightarrow 2\ Ba + O_2$$

$$2\ HgO \longrightarrow 2\ Hg + O_2$$

$$2\ KNO_3 \longrightarrow 2\ KNO_2 + O_2$$

Si el precio por tonelada de cada uno de estos reactivos fuese el mismo, ¿cuál resultaría más económico para obtener oxígeno?

a) Ag_2O
b) BaO_2
c) HgO
d) KNO_3
e) Igual para los cuatro.

(Masas atómicas: O = 16,00; Ag = 107,88; Ba = 137,36; Hg = 200,61; K = 39,10; N = 14,00)

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

5.32. ¿Cuáles de los siguientes enunciados son ciertos?
i. Si en una reacción entre A y B hay más de A que de B, el reactivo limitante es A.
ii. Dos cantidades distintas de oxígeno, 8 y 16 g, no pueden reaccionar con una misma cantidad de hidrógeno (1 g) para formar distintos compuestos.
iii. Las cantidades mínimas de los elementos hidrógeno y oxígeno que tenemos que hacer reaccionar para la obtención de H_2O son 2 g de hidrógeno y 16 g de oxígeno.
iv. Para la reacción A + B $\longrightarrow$ C; en aplicación del principio de conservación de la materia, si reaccionan 1 g de A y 2 g de B, se obtienen 3 g de C.

a) Sólo iii y iv
b) Sólo i
c) Sólo iv
d) Sólo ii
e) Sólo iii

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

5.33. Cuando explota la nitroglicerina, $C_3H_5(NO_3)_3$, tiene lugar la siguiente reacción:

$$C_3H_5(NO_3)_3\ (l) \longrightarrow CO_2\ (g) + N_2\ (g) + O_2\ (g) + H_2O\ (g) \qquad \Delta H < 0$$

Si explota una ampolla que contiene 454 g de nitroglicerina, ¿cuál será presión del vapor de agua que se forma, si el volumen total de los gases se mide en condiciones normales?

a) 262 mm de Hg
b) 0,0345 atm
c) 1013 Pa
d) 3,45 atm
e) 131 Torr

(Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16; N = 14; 1 atm = $1,01325 \cdot 10^5$ Pa)

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

5.34. Complete la siguiente ecuación química e indique si se forma un precipitado

$$Na^+ + Cl^- + NO_3^- + K^+ \longrightarrow$$

a) NaCl (s) + NO_3^- + K^+
b) $NaNO_3$ (s) + K^+ + Cl^-
c) KCl (s) + NO_3^- + Na^+
d) KNO_3 (s) + Na^+ + Cl^-
e) No hay reacción.

(O.Q.N. Luarca 2005)

5.35. La combustión completa de una mezcla de 4,10 g que contiene propano (C_3H_8) y pentano (C_5H_{12}) produjo 12,42 g de CO_2 y 6,35 g de H_2O. ¿Cuál es el porcentaje de propano, en masa, en esta muestra?
a) 4,50%
b) 37,5%
c) 50,0%
d) 30,0%
e) 80,0%
(Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1)

(O.Q.N. Luarca 2005)

5.36. Cuando la dureza del agua se debe al ion calcio, el proceso de "ablandamiento" puede representarse mediante la reacción:

$$Ca^{2+} (ac) + CO_3^{2-} (ac) \longrightarrow CaCO_3 (s)$$

¿Cuál es la masa de carbonato sódico necesaria para eliminar prácticamente todo el ion calcio presente en 750 mL de una disolución que contiene 86 mg de ion Ca^{2+} por litro?
a) 171 mg
b) 65 mg
c) 57 mg
d) 41 mg
e) 35 mg
(Masas atómicas: C = 12; Ca = 40; Na = 23; O = 16)

(O.Q.N. Luarca 2005)

5.37. Se disolvió una muestra de óxido de magnesio en 50,0 mL de ácido clorhídrico 0,183 M y el exceso de ácido se valoró con fenolftaleína hasta el punto final, con 13,4 mL de hidróxido sódico 0,105 M. ¿Cuál es la masa de la muestra de óxido de magnesio?
a) 209 mg
b) 184 mg
c) 156 mg
d) 104 mg
e) 77,8 mg
(Masa atómica: Mg = 24,3; O = 16)

(O.Q.N. Luarca 2005)

5.38. El azobenceno es un producto industrial, intermedio en la preparación de tintes, que se obtiene mediante la siguiente reacción entre nitrobenceno (ρ = 1,20 g/mL) y trietilenglicol (ρ = 1,12 g/mL):

$$2\ C_6H_5NO_2 + 4\ C_6H_{14}O_4 \longrightarrow (C_6H_5N)_2 + 4\ C_6H_{12}O_4 + 4\ H_2O$$

Cuando se hacen reacionar 0,25 L de cada uno de los dos reactivos:
a) El nitrobenceno se encuentra en exceso.
b) Se forman 1,68 mol de azobenceno
c) Se forman 2,44 mol de H_2O
d) Reaccionan 2,44 mol de nitrobenceno.
e) No hay reactivo limitante.
(Masas atómicas: H = 1,008; C = 12,011; N = 14,007)

(O.Q.N. Vigo 2006)

5.39. La cantidad de blenda (ZnS) de una riqueza del 72% que hace falta para obtener 2 toneladas de ácido sulfúrico del 90 %, sabiendo que en el proceso de tostación (indicado más abajo) hay un 40 % de pérdidas de azufre en forma de SO_2, es:
a) 3,54 toneladas
b) 5,56 toneladas
c) 4,12 toneladas
d) 3,83 toneladas
e) 4,90 toneladas
Dato: Proceso de tostación: $2\ ZnS + 3\ O_2 \longrightarrow 2\ ZnO + 2\ SO_2$
$2\ SO_2 + O_2 \longrightarrow 2\ SO_3$
$SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$
(Masas atómicas: S = 32,0; Zn = 65,4; O = 16,0 H = 1,0)

(O.Q.N. Córdoba 2007)

5.40. A partir de 200 g de ácido nítrico y 100 g de hidróxido sódico y siendo el rendimiento del 80%, la cantidad que se obtiene de la sal producto de la reacción es:
a) 269
b) 212
c) 138
d) 170
(Masas atómicas: N = 14; O = 16; H = 1; Na = 23)

(O.Q.L. Madrid 2003)

5.41. En la reacción de combustión del butano, ¿cuántos moles de oxígeno se necesitan para quemar un mol de butano?
a) 1 mol
b) 2 moles
c) 5,5 moles
d) 6,5 moles

(O.Q.L. Madrid 2003)

5.42. La reacción:

$$CuCl_2 + H_2S \longrightarrow 2HCl + CuS$$

es de tipo:
a) Redox
b) Ácido-base de desplazamiento
c) Ácido-base de neutralización
d) Precipitación

(O.Q.L. Madrid 2004)

5.43. Al hacer burbujear SO_2 a través de una disolución de hidróxido sódico en exceso, se formará:
a) Na_2SO_3
b) Na_2SO_4
c) $NaHSO_4$
d) $NaHSO_3$

(O.Q.L. Madrid 2004)

5.44. La denominada "lluvia ácida" tiene su principal origen en:
a) El agujero de la capa de ozono.
b) Un aumento brusco del pH y la temperatura en el inferior de una gota fría.
c) La emisión de dióxido de azufre a la atmósfera.
d) Un descenso de la presión parcial de oxígeno en la atmósfera.

(O.Q.L. Murcia 1996)

5.45. Al reaccionar 6 gramos de hidrógeno y 16 gramos de oxígeno se obtienen:
a) 18 g de agua
b) 22 g de agua
c) 20 g de agua
d) 10 g de agua
(Masas atómicas: H = 1; O = 16)

(O.Q.L. Murcia 1997)

5.46. Al añadir sodio metálico al agua:
a) Se desprende oxígeno.
b) El sodio flota y al disolverse lentamente se mueve en trayectorias curvas siguiendo curvas elípticas del tipo de Bernouilli.
c) El sodio se disuelve y no hay otra reacción aparente.
d) Se produce una muy vigorosa reacción que puede llegar a la explosión, con desprendimiento de hidrógeno.

(O.Q.L. Murcia 1997)

5.47. Cuando se calienta una mezcla de una disolución de nitrato de amonio con otra de hidróxido de sodio se obtiene un gas que:
a) Contiene hidrógeno y oxígeno en proporción 5:4.
b) Hace que un papel de tornasol humedecido tome color azul.
c) Reacciona con facilidad con el hidrógeno.
d) Es simplemente vapor de agua.

(O.Q.L. Murcia 1997)

5.48. ¿En cuál de los siguientes procesos está implicada una transformación química?
a) El secado, al aire libre y al sol, de una toalla húmeda.
b) La preparación de un café exprés haciendo pasar vapor de agua a través de café molido.
c) La desalinización del agua por ósmosis inversa.
d) La adición de limón al té, por lo que éste cambia de color.

(O.Q.L. Murcia 1998)

5.49. ¿Cuál de los siguientes compuestos producirá, por combustión completa de 1 g de él, la mayor masa de dióxido de carbono?
a) Metano (CH_4)
b) Etino (C_2H_2)
c) Buteno (C_4H_8)
d) Pentano (C_5H_{12})
(Masas atómicas: C = 12; H = 1)

(O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. Castilla y León 2003)

5.50. La mayor aportación de Lavoisier a la Química se produjo cuando:
a) Describió, por primera vez, el efecto fotoeléctrico.
b) Estableció la ley de la conservación de la masa.
c) Sintetizó el PVC.
d) Descubrió el neutrón.

(O.Q.L. Murcia 1998)

5.51. Si la reacción entre las sustancias A y B transcurre de acuerdo a la ecuación

$$A\,(g) + 2\,B\,(g) \longrightarrow x\,C$$

puede afirmarse que:
a) Puesto que A y B son gaseosos, C debe ser también un gas.
b) La relación entre las masas de A y B que reaccionan es ½.
c) Como 1 mol de A reacciona con 2 moles de B, x debe valer 3.
d) Nada de lo anterior es cierto.

(O.Q.L. Murcia 1998)

5.52. La estequiometría es:
a) La extensión en que se produce una reacción.
b) La relación ponderal entre reactivos y productos en una reacción química.
c) La emisión de partículas α en un proceso radioactivo.
d) El producto de las concentraciones de los reactivos.

(O.Q.L. Murcia 1999)

5.53. Si a un cierto volumen de disolución de ácido sulfúrico se le añaden unos gránulos de cinc metálico:
a) Se desprende vapor de azufre del sistema en reacción.
b) Se desprende un gas de color verde del sistema en reacción.
c) Se desprende hidrógeno del sistema en reacción.
d) Los gránulos se depositan en el fondo, sin reacción aparente.

(O.Q.L. Murcia 1999)

5.54. La ecuación química correspondiente a la combustión del octano, componente esencial de las gasolinas y por las que éstas se califican según su "Índice de Octano" (95 ó 98), tiene lugar de acuerdo a la siguiente ecuación:

$$w\ C_8H_{18}\ (g) + x\ O_2\ (g) \longrightarrow y\ CO_2\ (g) + z\ H_2O\ (g)$$

Los coeficientes estequiométricos (w, x, y, z) para la reacción ajustada deben ser:
a) w = 2, x = 25, y = 18, z = 16
b) w = 25, x = 2, y = 16, z = 18
c) w = 2, x = 25, y = 16, z = 18
d) w = 1, x = 25, y = 8, z = 9

(O.Q.L. Murcia 2000)

5.55. Si se logra la descomposición, por calentamiento, de 1 g de cada uno de los siguientes carbonatos, dando, en cada caso, el óxido del metal correspondiente y dióxido de carbono, ¿cuál de ellos produce un mayor volumen, medido en condiciones normales, del gas?
a) $CaCO_3$
b) Li_2CO_3
c) $SrCO_3$
d) $BaCO_3$
(Masas atómicas: C = 12; O = 16; Ca = 40; Li = 7; Sr = 87,6; Ba = 137,3)

(O.Q.L. Murcia 2000)

5.56. El carburo de calcio (CaC_2) usado para producir acetileno se prepara de acuerdo a la ecuación química:

$$CaO\ (s) + C\ (s) \longrightarrow CaC_2\ (s) + CO_2\ (g)$$

Si una mezcla sólida contiene 1150 g de cada reactivo, ¿cuántos gramos de carburo de calcio se pueden preparar?
a) 1314,2 g
b) 2044,4 g
c) 6133 g
d) 1006,2 g
(Masas atómicas: C = 12; O = 16; Ca = 40)

(O.Q.L. Murcia 2001)

5.57. Indique cuál de los siguientes es un proceso químico:
a) Fusión del cloruro sódico.
b) Sublimación de mercurio.
c) Combustión de azufre.
d) Disolución de sal en agua.

(O.Q.L. Murcia 2001)

5.58. Si se quema un trozo de grafito de alta pureza se debe formar:
a) $CaCO_3$
b) CO_2
c) H_2CO_3
d) O_2

(O.Q.L. Murcia 2001)

5.59. La azida de sodio (NaN_3) se utiliza en los "airbag" de los automóviles. El impacto de una colisión desencadena la descomposición del NaN_3 de acuerdo a la siguiente ecuación

$$2\ NaN_3\ (s) \longrightarrow 2\ Na\ (s) + 3\ N_2\ (g)$$

El nitrógeno gaseoso producido infla rápidamente la bolsa que sirve de protección al conductor y acompañante. ¿Cuál es el volumen de N_2 generado, a 21°C y 823 Torr (mm de Hg), por la descomposición de 60,0 g de NaN_3?
a) 2,19 L
b) 30,8 L
c) 61,7 L
d) 173,2 L
(Datos: Na = 23; N = 14; R = 0,082 $atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$; 1 atm = 760 Torr)

(O.Q.L. Murcia 2001)

5.60. La falta de oxígeno durante la combustión de un hidrocarburo como el metano genera un gas altamente tóxico, el monóxido de carbono. La siguiente ecuación química ilustra este proceso:

$$3\ CH_4\ (g) + 5\ O_2\ (g) \longrightarrow 2\ CO\ (g) + CO_2\ (g) + 6\ H_2O\ (l)$$

Si como consecuencia de este proceso se obtienen 50 g de una mezcla de CO y CO_2, ¿cuántos moles de metano se consumieron?
a) 0,5
b) 1,0
c) 1,5
d) 2,0
(Masas atómicas: C = 12; O = 16)

(O.Q.L. Murcia 2001)

5.61. Una manera de recuperar plata metálica en el laboratorio es por calentamiento, a 800°C y en un crisol de porcelana, de una mezcla de Na_2CO_3, KNO_3 y AgCl, en las proporciones molares 4:3:2 respectivamente. La masa total de mezcla que hay que poner en el crisol para obtener un mol de plata es:
a) 350,3 g
b) 507,1 g
c) 700,6 g
d) 1019,6 g
(Masas atómicas: C = 12,0; O = 16,0; Na = 23,0; K = 39,1; N = 14,0; Cl = 35,5; Ag = 107,9)

(O.Q.L. Murcia 2001)

5.62. Al calentar 24,0 g de nitrato de potasio junto con plomo se han formado 13,8 g de dioxonitrato (III) de potasio, de acuerdo a la ecuación química:

$$Pb\ (s) + KNO_3\ (s) \longrightarrow PbO\ (s) + KNO_2\ (s)$$

¿Cuál es el rendimiento de la reacción?

a) 38,6%
b) 86,3%
c) 36,8%
d) 68,3%
(Masas atómicas: N = 14; O = 16; K = 39,1)

(O.Q.L. Murcia 2002)

5.63. La masa de agua liberada en la combustión completa de 1 g de octano será:
a) 0,079 g
b) 1,42 g
c) 18 g
d) 162 g
(Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16)

(O.Q.L. Murcia 2003)

5.64. A 50,0 mL de una disolución de ácido sulfúrico, H_2SO_4 (ac), se le añadió la suficiente cantidad de una disolución de cloruro de bario, $BaCl_2$ (ac). El sulfato de bario formado, $BaSO_4$ (s), se separó de la disolución y se pesó en seco. Si se obtuvieron 0,71 g de $BaSO_4$ (s), ¿cuál era la molaridad de la disolución de ácido sulfúrico?
a) 0,06 M
b) 0,60 M
c) 1,20 M
d) 0,12 M
(Masas atómicas: S = 32; O = 16; Ba = 137,3)

(O.Q.L. Murcia 2003)

5.65. La combustión del metano origina dióxido de carbono y agua:
a) Para obtener 1 mol de agua se necesita 1 mol de metano.
b) Cada 32 g de metano producen 22,4 litros de CO_2 en c.n.
c) La combustión de 16 g de metano requiere 2 moles de oxígeno.
d) La combustión de 22,4 litros de metano en c.n. produce 18 g de agua.
(Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16)

(O.Q.L. Murcia 2004)

5.66. Dada la reacción ajustada

$$3\ Ca(OH)_2\ (ac) + 2\ H_3PO_4\ (ac) \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2\ (s) + 6\ H_2O\ (l)$$

calcule los moles de fosfato cálcico formados mezclando 0,24 moles de hidróxido de calcio y 0,2 moles de ácido fosfórico:
a) 0,08 moles
b) 0,0090 moles
c) 0,100 moles
d) 0,600 moles

(O.Q.L. Murcia 2004)

5.67. Puesto que la masa atómica del carbono es 12 y la del oxígeno es 16, la masa de dióxido de carbono producida en la combustión de 32 g de metano será:
a) 88 g
b) 28 g
c) 64 g
d) 44 g

(O.Q.L. Murcia 2005)

5.68. El gas que se desprende al mezclar carburo cálcico con agua es:
a) Oxígeno
b) Acetileno
c) Hidrógeno
d) Monóxido de carbono

(O.Q.L. Murcia 2005)

5.69. ¿Qué ocurrirá si se hacen reaccionar 8,5 moles de Cl_2 y 6,4 moles de Al para formar $AlCl_3$?
a) El Al ejercerá de reactivo limitante.
b) Habrá un exceso de 0,73 moles de Cl_2.
c) Se formarán como máximo 5,67 moles de $AlCl_3$.
d) Habrá un exceso de 0,73 moles de Al.

(O.Q.L. Murcia 2006) (O.Q.L. Castilla y León 2003)

5.70. El CO_2 que los astronautas exhalan al respirar se extrae de la atmósfera de la nave espacial por reacción con KOH según:

$$CO_2\ (g) + 2\ KOH\ (ac) \longrightarrow K_2CO_3\ (ac) + H_2O\ (l)$$

¿cuántos kg de CO_2 se pueden extraer con 1 kg de KOH?
a) 0,393 kg
b) 0,786 kg
c) 0,636 kg
d) 0,500 kg
(Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16; K = 39,1)

(O.Q.L. Murcia 2006)

5.71. Cuando se mezcla agua y carburo de calcio:
a) Se produce un destello luminoso.
b) Se desprende un gas.
c) Se origina una disolución verde manazana.
d) No pasa nada porque el carburo de calcio flota.

(O.Q.L. Murcia 2006)

5.72. Si se mezclan 200 cm^3 de una disolución de 0,1 M de sulfuro de sodio con 200 cm^3 de otra disolución que contiene 1,7 g /L de nitrato de plata, ¿qué cantidad de sulfuro de plata podrá precipitar?
a) 0,25 g
b) 1,00 g
c) 0,50 g
d) Ninguna de las anteriores.
(Masas atómicas: Ag = 107,9; S = 32; O = 16; N = 14)

(O.Q.L. Baleares 2002)

5.73. Al reaccionar 6 g de hidrógeno y 16 g de oxígeno se obtienen:
a) 18 g de agua
b) 22 g de agua
c) 20 g de agua
d) 10 g de agua
(Masas atómicas: H = 1; O = 16)

(O.Q.L. Baleares 2007)

5.74. Dadas las siguientes afirmaciones indique si son o no correctas:
1) Para conocer la fórmula molecular de un compuesto orgánico es preciso saber su masa molecular.
2) El rendimiento teórico de una reacción no coincide con el rendimiento real de la misma.
3) Los moles de producto de una reacción han de calcularse en función de la cantidad del reactivo limitante.
4) La composición centesimal de un compuesto permite determinar su fórmula empírica.
a) Sólo 1 y 2 son correctas.
b) Sólo 2 y 3 son correctas.
c) Todas son correctas.
d) Ninguna de las respuestas es correcta.

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

5.75. Dos compuestos tienen la misma composición centesimal: 92,25% de carbono y 7,75% de hidrógeno. De las siguientes afirmaciones indique cuáles son correctas:
1) Ambos tienen la misma fórmula empírica.
2) Ambos tienen la misma fórmula empírica y molecular.
3) Si la masa molecular de uno de ellos es aproximadamente 78, su fórmula molecular es C_6H_6.
4) La fórmula molecular no está relacionada con la masa molecular.
a) 1
b) 2
c) 3 y 4
d) 1 y 3

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

5.76. Al tratar un exceso de disolución de NaOH con 1,12 L de cloruro de hidrógeno gas seco medido en c.n., ¿qué masa de cloruro de sodio se forma suponiendo que la reacción es completa?
a) 0,05 g
b) 1,8 g
c) 2,9 g
d) 2,0 g
(Masas atómicas: Cl = 35,5; Na = 23)

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

5.77. La cantidad de agua que se obtiene cuando reaccionan con propano 25 g de aire (20% en masa de oxígeno) es:
a) 5,45 g
b) 10,75 g
c) 2,25 g
d) 15,0 g
(Masas atómicas: H = 1; O = 16)

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

5.78. Una galena contiene 10% de sulfuro de plomo (II) y el resto son impurezas. La masa de plomo que contienen 75 g de ese mineral es:
a) 6,5 g
b) 25,4 g
c) 2,5 g
d) 95,8 g
(Masas atómicas: S = 32; Pb = 207)

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

5.79. Cuando se disuelven 20 g de un cloruro de un metal desconocido (MCl) hasta obtener 100 mL de disolución se requieren 0,268 moles de nitrato de plata para precipitar el cloruro como cloruro de plata, ¿cuál es la identidad del metal M?
a) Na
b) Li
c) K
d) Ag
(Masas atómicas: Na = 23; Li = 7; K = 39; Ag = 108)

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

5.80. La combustión del gas metano (CH_4) produce dióxido de carbono y agua. Indique cuál de las siguientes ecuaciones químicas describe correctamente dicho proceso:

a) $CH_4 + O_2 \longrightarrow CO_2 + 2\ H_2O$

b) $CH_4 + 2\ O_2 \longrightarrow CO_2 + 2\ H_2O$

c) $CH_4 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$

d) $CH_4 + \frac{1}{2}\ O_2 \longrightarrow CO_2 + 2\ H_2O$

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

5.81. Se trata un exceso de NaOH con 1,12 L de cloruro de hidrógeno gas seco medido en condiciones normales. Suponiendo que la reacción es completa, la masa de cloruro de sodio formado es:
a) 0,050 g
b) 1,8 g
c) 2,0 g
d) 2,9 g
(Masas atómicas: Na = 23; Cl = 35,5)

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

5.82. La masa de dióxido de carbono (M_r = 44) que se obtiene en la combustión de 52 g de etino (M_r = 26) es:
a) 25 g
b) $4{,}8\cdot10^3$ g
c) $1{,}8\cdot10^2$ g
d) 45 g

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

5.83. En condiciones adecuadas el oxígeno reacciona con el carbono para dar monóxido de carbono. Cuando reaccionan 5 g de carbono y 10 g de oxígeno la masa de monóxido de carbono obtenida es:
a) 11,7 g
b) 10 g
c) 1,5 g
d) $1{,}0\cdot10^{-2}$ g
(Masas atómicas: C = 12; O = 16)

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

5.84. Al reaccionar una cierta cantidad de cloruro de sodio con nitrato de plata se forman $2{,}65\cdot10^{-4}$ kg de cloruro de plata. La masa de cloruro de sodio que había inicialmente es:
a) $2{,}16\cdot10^{-4}$ kg
b) $5{,}40\cdot10^{-4}$ kg
c) $1{,}08\cdot10^{-4}$ kg
d) $2{,}65\cdot10^{-4}$ kg
(Masas atómicas: Ag = 107,9; O = 16, N = 14; Cl = 35,5; Na = 23)

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

5.85. Para la reacción:

$$Cl_2\ (g) + 2\ NaOH\ (ac) \longrightarrow NaCl\ (ac) + H_2O\ (l) + NaClO\ (ac)$$

¿Cuántos gramos de hipoclorito de sodio se obtienen cuando reaccionan 50 g de Cl_2 con 500 mL de NaOH 2 M?
a) 37,2 g
b) 52,5 g
c) 74,5 g
d) 26,3 g
(Masas atómicas: O = 16, Cl = 35,5; Na = 23)

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

5.86. Una piedra caliza con un 75% de riqueza en carbonato de calcio se trata con exceso de ácido clorhídrico. ¿Qué volumen de dióxido de carbono, medido en condiciones normales, se obtendrá a partir de 59,5 g de piedra?
a) 10 dm^3
b) 22,4 dm^3
c) 5 dm^3
d) 20 dm^3
(Masas atómicas: O = 16, C = 12; Ca = 40)

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

5.87. ¿Qué volumen de oxígeno se necesita para quemar 5 L de gas propano (C_3H_8), medidos ambos volúmenes en condiciones normales?
a) 5 L
b) 25 L
c) 50 L
d) 10

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

5.87. ¿Qué volumen de oxígeno se necesita para quemar 5 L de gas propano (C_3H_8), medidos ambos volúmenes en condiciones normales?
a) 5 L
b) 25 L
c) 50 L
d) 10 L

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

5.88. ¿Qué volumen de oxígeno, medido a 790 mm de Hg y 37°C, se necestita para quemar 3,43 dm^3 de eteno (C_2H_4), medidos a 780 mm de Hg y 22°C?
a) 5,34 dm^3
b) 34,30 dm^3
c) 21,36 dm^3
d) 10,68 dm^3
(Dato: R = 0,082 $atm·L·mol^{-1}·K^{-1}$; 1 atm = 760 mm Hg)

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

5.89. ¿Qué volumen de aire se necesita para quemar 3 L de acetileno (C_2H_2), midiéndose ambos gases en las mismas condiciones?
a) 35,71 L
b) 71,43 L
c) 3 L
d) 6 L
(Dato: El aire contiene un 21% en volumen de O_2)

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

5.90. El $AgNO_3$ reacciona con el NaCl como con KCl para dar en ambos casos AgCl. Si al reaccionar 1 g de muestra con $AgNO_3$ se forman 2,15 g de AgCl, la muestra estará formada por:
a) Sólo KCl.
b) Sólo NaCl.
c) Una mezcla de KCl y NaCl.
d) No es posible determinarlo.
(Masas atómicas: Na = 23, K = 39,1; Ag = 107,9; Cl = 35,5)

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

5.91. Ajuste la ecuación siguiente:

$$w\ C_3H_8 + x\ O_2 \longrightarrow y\ CO_2 + z\ H_2O$$

a) w =1, x = 1, y = 1, z = 1
b) w =1, x = 5, y = 3, z = 4
c) w =2, x = 5, y = 3, z = 4
d) w =1, x = 5, y = 1, z = 4
e) w =1, x = 1, y = 3, z = 1

(O.Q.L. Extremadura 2005)

5.92. Ajuste la reacción y determine el reactivo limitante cuando se hacen reaccionar 4,0 moles de H_2 con 2,0 moles de nitrógeno.

$$H_2 + N_2 \longrightarrow NH_3$$

a) Hidrógeno
b) Nitrógeno
c) Amoníaco
d) Hidrógeno y nitrógeno
e) No hay ningún reactivo limitante

(O.Q.L. Extremadura 2005)

SOLUCIONES									
5.1	b	5.2	a	5.3	c	5.4	e	5.5	c
5.6	d	5.7	a	5.8	c	5.9	c	5.10	c
5.11	b	5.12	c	5.13	a	5.14	c	5.15	b
5.16	a	5.17	b	5.18	e	5.19	c	5.20	c
5.21	d	5.22	b	5.23	e	5.24	c	5.25	b
5.26	c	5.27	c	5.28	b	5.29	b	5.30	c
5.31	d	5.32	c	5.33	a	5.34	e	5.35	b
5.36	a	5.37	c	5.38	a	5.39	c	5.40	d
5.41	d	5.42	b	5.43	a	5.44	c	5.45	a
5.46	d	5.47	b	5.48	d	5.49	b	5.50	b
5.51	d	5.52	b	5.53	c	5.54	c	5.55	b
5.56	a	5.57	c	5.58	b	5.59	b	5.60	c
5.61	b	5.62	d	5.63	b	5.64	a	5.65	c
5.66	a	5.67	a	5.68	b	5.69	c	5.70	a
5.71	b	5.72	a	5.73	a	5.74	c	5.75	d
5.76	c	5.77	c	5.78	a	5.79	c	5.80	b
5.81	d	5.82	c	5.83	a	5.84	c	5.85	a
5.86	a	5.87	b	5.88	d	5.89	a	5.90	c
5.91	b	5.92	a						

6. TERMODINÁMICA Y TERMOQUÍMICA

6.1. ¿Cuáles de las siguientes condiciones darán lugar a una reacción espontánea a cualquier temperatura?

a) $\Delta H < 0$, $\Delta S < 0$
b) $\Delta H > 0$, $\Delta S = 0$
c) $\Delta H > 0$, $\Delta S > 0$
d) $\Delta H > 0$, $\Delta S < 0$
e) $\Delta H < 0$, $\Delta S > 0$

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Almería 2005) (O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Castilla y León 2002)

6.2. ¿Cuál de las siguientes proposiciones es cierta?

a) Las reacciones espontáneas siempre tienen $\Delta H° > 0$.
b) Las reacciones con valores positivos de $\Delta S°$ siempre son espontáneas a alta temperatura.
c) Las reacciones espontáneas siempre tienen $\Delta G° > 0$.
d) Las reacciones espontáneas siempre tienen $\Delta H° < 0$.
e) Todas estas proposiciones son falsas.

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

6.3. Para la siguiente reacción:

$$CaCO_3\,(s) \longleftrightarrow Ca^{2+}\,(ac) + CO_3^{2-}\,(ac)\,; \qquad K = 2{,}8 \cdot 10^{-9} \text{ a } 25°C.$$

Calcule $\Delta G°$ a esta temperatura.

a) -48,7 $kJ \cdot mol^{-1}$
b) 48,7 $kJ \cdot mol^{-1}$
c) 69,9 $kJ \cdot mol^{-1}$
d) -21,2 $kJ \cdot mol^{-1}$
e) 21,2 $kJ \cdot mol^{-1}$
($R = 8{,}314\ J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$)

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

6.4. Para la reacción:

$$Hg\,(l) \longleftrightarrow Hg\,(g)$$

K_p a 100°C es 0,00036 atm y $\Delta G°$ a 100°C es:

a) -(8,314) (100) (2,30) log (0,00036)
b) +(8,314) (373) (2,30) log (0,00036)
c) +(8,314) (100) (2,30) log (0,00036)
d) -(8,314) (373) (2,30) log (0,00036)
e) 0

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

6.5. Si la entalpía de vaporización del agua a 100°C es 40,7 kJ mol^{-1}, calcule ΔS para la vaporización de 1,00 mol de H_2O (l) a esta temperatura.

a) 109 $J \cdot K^{-1}$
b) -109 $J \cdot K^{-1}$
c) 136 $J \cdot K^{-1}$
d) -40600 $J \cdot K^{-1}$
e) 40600 $J \cdot K^{-1}$

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

6.6. La entropía del universo:

a) Es siempre cero.
b) Siempre aumenta.
c) Permanece constante.
d) Siempre disminuye.
e) No tiene ninguna relación con el universo.

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Castilla y León 2001)

6.7. Para una reacción, $\Delta H° = -92$ kJ y $\Delta S° = -65\ J \cdot K^{-1}$. Calcule el valor de $\Delta G°$ para esta reacción a 25°C.
a) +19300 kJ
b) -85 kJ
c) -111 kJ
d) -157 kJ
e) -73 kJ

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

6.8. Para una reacción entre gases ideales del tipo:

$$2\,A \longleftrightarrow B + C$$

$\Delta G° = +20$ kcal, a 25°C. Si se parte sólo de A, a 25°C y 1 atm, en ausencia de B y C:
a) La reacción se produce hasta que $\Delta G° = 0$, en cuyo caso $K_P = 1$.
b) La reacción no se produce espontáneamente.
c) La reacción directa es siempre espontánea en todas las condiciones.
d) Por ser gases ideales, el equilibrio no depende de la temperatura.
e) La constante de equilibrio no depende de la temperatura.

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

6.9. Si la entalpía de vaporización del agua a 100°C es 40,7 $kJ \cdot mol^{-1}$, calcule ΔS para la condensación de 1,00 mol de H_2O (g) a esta temperatura.
a) 109 $J \cdot K^{-1}$
b) -109 $J \cdot K^{-1}$
c) 136 $J \cdot K^{-1}$
d) -40600 $J \cdot K^{-1}$
e) 40600 $J \cdot K^{-1}$

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

6.10. Para la siguiente reacción:

$$PCl_5\,(g) \longrightarrow PCl_3\,(g) + Cl_2\,(g)$$

¿Cuál de las siguientes afirmaciones es cierta?
a) $\Delta G = \Delta H + T\Delta S$
b) $\Delta S = 0$
c) $\Delta S > 0$
d) $\Delta S° = 0$ para Cl_2 (g)
e) $\Delta S < 0$

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

6.11. Para la reacción:

$$2\,CuBr_2\,(s) \longleftrightarrow 2\,CuBr\,(s) + Br_2\,(g)$$

la presión del Br_2 (g) en el equilibrio es $1{,}90 \cdot 10^{-6}$ kPa a 298 K. Calcule ΔG_r a 298 K cuando la presión del Br_2 (g) producido en la reacción es $1{,}00 \cdot 10^{-7}$ kPa.
a) 39,9 $kJ \cdot mol^{-1}$
b) 0
c) 44.1 $kJ \cdot mol^{-1}$
d) -3,2 $kJ \cdot mol^{-1}$
e) -7,3 $kJ \cdot mol^{-1}$
($R = 8{,}314\ J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$)

(O.Q.N. Burgos 1998)

6.12. La pendiente de una representación de ln(presión de vapor) frente a T^{-1} para dióxido de carbono líquido es $-0{,}77 \cdot 10^{3}$ K. El calor de vaporización es:
a) 14,7 $kJ \cdot mol^{-1}$
b) 1,8 $kJ \cdot mol^{-1}$
c) 30 $kJ \cdot mol^{-1}$
d) 6,4 $kJ \cdot mol^{-1}$
e) 10 $kJ \cdot mol^{-1}$
($R = 8{,}314\ J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$)

(O.Q.N. Burgos 1998)

6.13. La temperatura de ebullición normal del disulfuro de carbono es 319 K. Sabiendo que el calor de vaporización de este compuesto es 26,8 $kJ \cdot mol^{-1}$, calcule la presión de vapor a 298 K.
a) 0,270 kPa
b) 49,7 kPa
c) 372 kPa
d) 19,7 kPa
e) 101 kPa
($R = 8{,}314\ J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$; 1 atm = $1{,}01325 \cdot 10^{5}$ Pa)

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.N. Tarazona 2003)

6.14. Sabiendo que las energías medias de los enlaces C-H, C-C y H-H, son 99; 83 y 104 kcal mol^{-1}, respectivamente, el valor de ΔH° de la reacción:

$$3\ CH_4 \longrightarrow C_3H_8 + 2\ H_2$$

será igual a:
a) 22 kcal
b) -22 kcal
c) 77 kcal
d) -77 kcal
e) 44 kcal

(O.Q.N. Burgos 1998)

6.15. ¿Cuál de los siguientes procesos no conduce a un aumento en la entropía?
a) La fusión de hielo a 298 K.
b) La disolución de NaCl (s) en agua.
c) El movimiento de los electrones en sus orbitales alrededor del núcleo.
d) La evaporación del agua.
e) La combustión de gasolina.

(O.Q.N. Almería 1999)

6.16. Si un proceso es a la vez exotérmico y espontáneo a cualquier temperatura, se puede afirmar que:
a) $\Delta U = 0$
b) $\Delta G > 0$
c) $\Delta H < 0$
d) $\Delta S > 0$
e) $\Delta S < 0$

(O.Q.N. Almería 1999)

6.17. Para la siguiente reacción:

$$HCOOH\ (l) \longleftrightarrow HCOOH\ (g)$$

Si las variaciones de entalpía, entropía y energía libre estándar a 298 K son 46,60 $kJ \cdot mol^{-1}$, 122 $J \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$ y 10,3 $kJ \cdot mol^{-1}$, respectivamente, calcule el punto de ebullición normal del HCOOH (l).
a) 84,4 K
b) 84,4°C
c) 262°C
d) 109°C
e) 382°C

(O.Q.N. Almería 1999)

6.18. Para la reacción:

$$2\ CuBr_2\ (s) \longleftrightarrow 2\ CuBr\ (s) + Br_2\ (g)$$

la presión del Br_2 (g) en el equilibrio es $1{,}90 \cdot 10^{-6}$ kPa a 298 K. Calcule ΔG a 298 K cuando la presión del Br_2 (g) producido en la reacción es $1{,}90 \cdot 10^{-6}$ kPa.

a) 39,9 $kJ \cdot mol^{-1}$
b) 0
c) 44,1 $kJ \cdot mol^{-1}$
d) -3,2 $kJ \cdot mol^{-1}$
e) -7,3 $kJ \cdot mol^{-1}$
(R = 8,314 $J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$)

(O.Q.N. Almería 1999)

6.19. La entalpía de sublimación del iodo a 25°C y 101,3 kPa es igual a:

a) La entalpía de vaporización menos la entalpía de fusión del iodo.
b) La entalpía de vaporización del iodo.
c) La entalpía de formación del I_2 (g).
d) La energía de enlace I-I.
e) La entalpía de atomización del iodo.

(O.Q.N. Almería 1999)

6.20. La presión de vapor del refrigerante freón-12 (CCl_2F_2) es 3,27 atm a 298 K. Si la presión de vapor es 0,526 atm a 229 K, el calor de vaporización del freón-12 es:

a) 13,7 $kJ \cdot mol^{-1}$
b) 9,0 $kJ \cdot mol^{-1}$
c) 15,0 $kJ \cdot mol^{-1}$
d) -15 $kJ \cdot mol^{-1}$
e) 0,274 $kJ \cdot mol^{-1}$
(R = 8,314 $J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$)

(O.Q.N. Almería 1999)

6.21. Asumiendo un comportamiento ideal para todos los gases, ¿en cuál de las siguientes reacciones se cumple que la variación de entalpía es igual a la variación de energía interna?

a) $3\ H_2$ (g) + N_2 (g) $\longrightarrow$ $2\ NH_3$ (g)
b) Fe (s) + 2 HCl (ac) $\longrightarrow$ $FeCl_2$ (ac) + H_2 (g)
c) $2\ SO_2$ (g) + O_2 (g) $\longrightarrow$ $2\ SO_3$ (g)
d) H_2 (g) + Cl_2 (g) $\longrightarrow$ 2 HCl (g)
e) $C_6H_{12}O_6$ (s) + $6\ O_2$ (g) $\longrightarrow$ $6\ CO_2$ (g) + $6\ H_2O$ (g)

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Castilla y León 2002)

6.22. Supongamos que se está examinando un polímero que experimenta una reacción:

polímero $\longrightarrow$ producto

y somos capaces de determinar que a una temperatura dada, la reacción es espontánea y endotérmica. ¿Qué consecuencia se deduce de esta información sobre la estructura del producto?

a) El producto tiene una estructura menos ordenada que el polímero.
b) El producto tiene una estructura más ordenada que el polímero.
c) El calor de formación del polímero es más positivo que el del producto.
d) Puesto que el proceso es endotérmico, la reacción no puede tener lugar y no es espontánea.
e) No es posible la reacción.

(O.Q.N. Murcia 2000)

6.23. Si las entalpías de combustión estándar del carbono, hidrógeno y etano son -394, -286 y -1560 $kJ \cdot mol^{-1}$, respectivamente, ¿cuál es la entalpía de formación del etano, en $kJ \cdot mol^{-1}$?

a) -3206
b) -2240
c) -1454
d) -880
e) -86

(O.Q.N. Murcia 2000)

6.24. ¿Cuál de las siguientes especies posee $\Delta H°_f = 0$?
a) H
b) H^+
c) H_2
d) H^-
e) H_2^+

(O.Q.N. Murcia 2000)

6.25. Dados los valores de las entalpías estándar de formación, $\Delta H°_f$ [CO (g)] = -110,5 kJ/mol y $\Delta H°_f$ [$COCl_2$ (g)] = -219,1 kJ/mol, ¿cuál es la entalpía de formación del fosgeno (Cl_2CO) a partir de CO (g) y Cl_2 (g)?
a) +110,5 kJ/mol
b) -110,5 kJ/mol
c) +329,6 kJ/mol
d) -108,6 kJ/mol
e) -219,1 kJ/mol

(O.Q.N. Barcelona 2001)

6.26. Para la reacción:

$$CO\ (g) + 2\ H_2\ (g) \longleftrightarrow CH_3OH\ (g)$$

K_p = 91,4 a 350 K y $K_p = 2,05 \cdot 10^{-4}$ a 298 K. ¿Cuál es el valor de $\Delta H°$?
a) 49,9 kJ
b) $2,08 \cdot 10^3$ kJ
c) $3,74 \cdot 10^{-2}$ kJ
d) 217 kJ
e) 446 kJ
($R = 8,314\ J \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$)

(O.Q.N. Barcelona 2001)

6.27. La especie química con mayor entropía molar a temperatura ambiente es:
a) CH_4 (g)
b) CCl_4 (g)
c) CH_3Cl (g)
d) CCl_4 (l)
e) H_2O (l)

(O.Q.N. Barcelona 2001)

6.28. A partir de la siguiente información:

$$C\ (s) + 2\ H_2\ (g) \longrightarrow CH_4\ (g) \qquad \Delta H° = x$$
$$C\ (s) + O_2\ (g) \longrightarrow CO_2\ (g) \qquad \Delta H° = y$$
$$H_2\ (g) + \tfrac{1}{2}\ O_2\ (g) \longrightarrow H_2O\ (l) \qquad \Delta H° = z$$

¿Cuál es $\Delta H°$ de la siguiente reacción?

$$CH_4\ (g) + 2\ O_2\ (g) \longrightarrow CO_2\ (g) + 2\ H_2O\ (l)$$

a) x+y+z
b) x+y-z
c) z+y-2x
d) 2z+y-x
e) 2z+y-2x

(O.Q.N. Oviedo 2002)

6.29. Una sustancia tiene un calor de condensación de -1,46 kJ/g y un calor de sublimación de 4,60 kJ/g, ¿cuál es el calor de solidificación en kJ/g?
a) 4,60-1,46
b) -(4,60+1,46)
c) 1,46-4,60
d) 4,60+1,46
e) Ninguna de las respuestas anteriores.

(O.Q.N. Oviedo 2002)

6.30. Calcule ΔH° para la siguiente reacción:

$$H_2\ (g) + Cl_2\ (g) \longrightarrow 2\ HCl\ (g)$$

a partir de los datos de la tabla:

Enlace	*Energía media de enlace (kJ/mol)*
H-H	*440*
Cl-Cl	*240*
H-Cl	*430*

a) -860 kJ
b) -620 kJ
c) -440 kJ
d) -180 kJ
e) +240 kJ

(O.Q.N. Oviedo 2002)

6.31. Una taza de 137 g a 20,0°C se llena con 246 g de café caliente a 86,0°C. El calor específico del café es 4,0 J/g·°C y el de la taza 0,752 J/g·°C. Suponiendo que no hay pérdida de calor a los alrededores, ¿cuál es la temperatura final del sistema?
a) 79,9°C
b) 93,7°C
c) 98,4°C
d) 76,0°C
e) 53,0°C

(O.Q.N. Oviedo 2002)

6.32. Cuando una sustancia pura en fase líquida congela espontáneamente, ¿cuál de las siguientes afirmaciones es cierta?
a) ΔG, ΔH y ΔS son todos positivos.
b) ΔG, ΔH y ΔS son todos negativos.
c) ΔG, ΔH y son negativos, pero ΔS es positivo.
d) ΔG, ΔS y son negativos, pero ΔH es positivo.
e) ΔS, ΔH y son negativos, pero ΔG es positivo.

(O.Q.N. Oviedo 2002)

6.33. Las entalpías estándar de formación del vapor de agua y del nitrato de amonio sólido son -241,8 kJ/mol y -339,9 kJ/mol, respectivamente. ¿Cuál es la variación de entalpía estándar para la descomposición de 16,0 g de nitrato de amonio sólido para formar vapor de agua y una mezcla de nitrógeno y oxígeno en fase gas?
a) -98,1 kJ
b) -57,5 kJ
c) -49,0 kJ
d) -28,8 kJ
e) -14,4 kJ
(Masas atómicas: N = 14; O = 16; H = 1)

(O.Q.N. Oviedo 2002)

6.34. Señale la afirmación correcta:
a) El trabajo es una función de estado.
b) A 25°C el vapor de agua es el estado estándar de esta sustancia.
c) Una reacción en la que ΔH es negativo es espontánea.
d) El calor estándar de formación del O_2 (g) es cero.
e) La termodinámica puede predecir la velocidad a la que el O_2 (g) y el H_2 (g) reaccionan en condiciones normales.

(O.Q.N. Tarazona 2003)

6.35. ¿Para cuál de los siguientes procesos ΔH y ΔG deben ser más semejantes?
a) 2 Al (s) + Fe_2O_3 (s) ⟶ 2 Fe (s) + Al_2O_3 (s)
b) 2 Na (s) + 2 H_2O (l) ⟶ 2 NaOH (ac) + H_2 (g)
c) 2 NO_2 (g) ⟶ N_2O_4 (g)
d) 2 H_2 (g) + O_2 (g) ⟶ 2 H_2O (g)
e) $CaCO_3$ (s) ⟶ CaO (s) + CO_2 (g)

(O.Q.N. Tarazona 2003) (O.Q.L. Murcia 2002) (O.Q.L. Murcia 2005)

6.36. ¿De cuál de los siguientes hidrocarburos se obtiene más calor en la combustión completa de 1 L de los mismos en condiciones idénticas?
a) Metano
b) Etano
c) Propano
d) Butano
e) Todos igual

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

6.37. ¿Cuál de los siguientes hidrocarburos es el mejor combustible de un motor de combustión interna?
a) Ciclooctano
b) Octano
c) 3-Etilhexano
d) 2,2-Dimetilhexano
e) 2,2,4-Trimetilpentano

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

6.38. Según los siguientes datos, ¿qué valor tiene $\Delta H_f°$ del HF (g):

[1] $SiO_{2\,(cuarzo\text{-}\alpha)} + 2\,F_{2\,(g)} \rightarrow SiF_{4\,(g)} + O_{2\,(g)}$ $\Delta H°_1 = -168{,}26$ kcal/mol

[2] $SiO_{2\,(cristobalita)} \rightarrow SiO_{2\,(cuarzo\text{-}\alpha)}$ $\Delta H°_2 = -0{,}35$ kcal/mol

[3] $SiO_{2\,(cristobalita)} + 4\,HF_{(g)} \rightarrow SiF_{4\,(g)} + O_{2\,(g)} + 2\,H_{2\,(g)}$ $\Delta H°_3 = -24{,}53$ kcal/mol

a) +360,2 kcal/mol
b) -1,5 kJ/mol
c) -1505,6 J/mol
d) -3602 cal/mol
e) -36,02 kcal/mol
(1 J = 0,24 cal)

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

6.39. La energía interna molar de un gas ideal viene dada por la expresión

$$U = (a - T)\,R - a \ln (a - T) + b$$

donde a y b son dos constantes y R la constante de los gases.
¿Cuál es la $C_{p,m}$ del gas?

a) $\dfrac{a}{a - T}$

b) $\dfrac{a}{a - T} + (a - T)$

c) $\dfrac{a}{a - T} - R$

d) $\ln\left(\dfrac{a}{a - T}\right)$

e) $\dfrac{a}{a - T} - T$

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

6.40. La combustión de 90,0 g de ácido oxálico $C_2H_2O_4$ (s), en una bomba calorimétrica cuya capacidad calorífica es 4,60 kJ/°C, produce un aumento de la temperatura desde 25,0°C hasta 79,6°C. El calor de combustión del ácido oxálico es:
a) -21,2 kJ/mol
b) -54,6 kJ/mol
c) -126 kJ/mol
d) -211 kJ/mol
e) -251 kJ/mol

(O.Q.N. Luarca 2005)

6.41. A partir de los siguientes valores de entalpías estándar de reacción:

$2\ NOCl\ (g) \longrightarrow 2\ NO\ (g)\ (g) + Cl_2\ (g)$ $\quad \Delta H° = +75{,}56$ kJ

$2\ NO\ (g) + O_2\ (g) \longrightarrow 2\ NO_2\ (g)$ $\quad \Delta H° = -113{,}05$ kJ

$2\ NO_2\ (g) \longrightarrow N_2O_4\ (g)$ $\quad \Delta H° = -58{,}03$ kJ

Calcule ΔH° de la reacción:

$N_2O_4\ (g) + Cl_2\ (g) \longrightarrow 2\ NOCl\ (g) + O_2\ (g)$, *expresada en kJ.*

a) +246,65
b) -95,52
c) -246,65
d) +95,52
e) Ninguno de estos valores.

(O.Q.N. Luarca 2005)

6.42. Calcule la temperatura a la que K_{eq} para una reacción es $1{,}04{\cdot}10^3$ y los valores de ΔH° = -83,2 kJ/mol y ΔS° = -246 J/mol·K.
a) 0,274 K
b) 307 K
c) 0,307 K
d) 274 K
e) No puede determinarse sin ΔG°.
($R = 8{,}314\ J{\cdot}K^{-1}{\cdot}mol^{-1}$)

(O.Q.N. Luarca 2005)

6.43. A partir de las energías de enlace, C=O (707), O=O (498), H-O (464) y C-H (414) en kJ/mol, calcule ΔH° (kJ/mol) para la siguiente reacción:

$$CH_4 (g) + 2\ O_2 (g) \longrightarrow CO_2 (g) + 2\ H_2O (g)$$

a) +618
b) +259
c) -519
d) -618
e) -259

(O.Q.N. Luarca 2005)

6.44. Un líquido tiene un calor de vaporización molar de 22,7 kJ/mol y su punto de ebullición normal es 459 K. ¿Cuál es la presión de vapor, en mm de Hg, a 70°C?

a) 102
b) 7,48
c) 56,8
d) 742
e) 580

($R = 8{,}314\ J \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$)

(O.Q.N. Luarca 2005)

6.45. La entalpía estándar de formación del agua líquida es -285,8 kJ/mol. ¿Cuál es la energía necesaria expresada como cambio de entalpía estándar, para producir 3,5 L de oxígeno gas, medidos a 22,5°C y 0,60 atm, por electrólisis del agua?

a) 24,8 kJ
b) 49,5 kJ
c) 58,0 kJ
d) 89,3 kJ
e) 138 kJ

($R = 0{,}082\ atm \cdot L \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$)

(O.Q.N. Luarca 2005)

6.46. Sabiendo que la energía de los dobles enlaces C=C tiene un valor de ~ 600 $kJ\ mol^{-1}$ y que en la polimerización del etileno cada uno de ellos se convierte en dos enlaces sencillos C-C de ~ 350 $kJ\ mol^{-1}$, se puede afirmar que esta reacción es

a) Neutra térmicamente.
b) Endotérmica.
c) Exotérmica.
d) La entropía aumenta.
e) La entropía permanece constante.

(O.Q.N. Vigo 2006)

6.47. A partir de las siguientes ecuaciones químicas y sus valores de ΔH°, determine la entalpía de reacción a 298 K para la reacción que tiene lugar en la batería de los automóviles:

$$Pb (s) + PbO_2 (s) + 2\ H_2SO_4 (l) \longrightarrow 2\ PbSO_4 (s) + 2\ H_2O (l)$$

$$SO_3 (g) + H_2O (l) \longrightarrow H_2SO_4 (l) \qquad \Delta_rH° = -133\ kJ\ mol^{-1}$$

$$Pb (s) + PbO_2 (s) + 2\ SO_3 (g) \longrightarrow 2\ PbSO_4 (s) \qquad \Delta_rH° = -775\ kJ\ mol^{-1}$$

a) +509 $kJ\ mol^{-1}$
b) +642 $kJ\ mol^{-1}$
c) -509 $kJ\ mol^{-1}$
d) -254 $kJ\ mol^{-1}$
d) -642 $kJ\ mol^{-1}$

(O.Q.N. Vigo 2006)

6.48. En la combustión de 13,2 g de propano, C_3H_8 (g), se liberan $6,6\cdot10^3$ kJ de calor. ¿Cuál es el cambio de entalpía para esta reacción?
a) $+0,5\cdot10^3$ kJ mol^{-1}
b) $-2,0\cdot10^3$ kJ mol^{-1}
c) $-22,0\cdot10^3$ kJ mol^{-1}
d) $+22,0\cdot10^3$ kJ mol^{-1}
e) $-0,5\cdot10^3$ kJ mol^{-1}
(Masas atómicas: H = 1,008; C = 12,011)

(O.Q.N. Vigo 2006)

6.49. Se añade 0,0500 L de una disolución de ácido clorhídrico 0,200 M a 0,0500 L de amoníaco acuoso 0,200 M en un calorímetro cuya capacidad calorífica es 480 J/K. La temperatura ascendió en 1,09 K. Calcule $\Delta_rH°$ para la siguiente reacción:

$$HCl\ (aq) + NH_3\ (aq) \longrightarrow NH_4Cl\ (aq)$$

a) -58,2 kJ mol^{-1}
b) -55,8 kJ mol^{-1}
c) -63,4 kJ mol^{-1}
d) -52,3 kJ mol^{-1}
e) -61,1 kJ mol^{-1}
(Masas atómicas: H = 1,008; N = 14,007; Cl = 35,453)

(O.Q.N. Vigo 2006)

6.50. Calcule la variación de entropía de vaporización para el agua, $\Delta_{vap}S$, a 1 atm de presión, sabiendo que el calor de vaporización es 40,7 kJ mol^{-1}.
a) -0,109 kJ mol^{-1} K^{-1}
b) 0,236 kJ mol^{-1} K^{-1}
c) -0,236 kJ mol^{-1} K^{-1}
d) 0,109 kJ mol^{-1} K^{-1}
e) 0,440 kJ mol^{-1} K^{-1}

(O.Q.N. Vigo 2006)

6.51. De la reacción en fase gaseosa: $2\ A + B \longrightarrow C + D$ se conoce que es espontánea hasta los 1200°C, y que ΔH°= -12,8 kJ. Suponiendo que ΔH° y ΔS° no varían con la temperatura, ¿cuál es el cambio de energía libre de la reacción, ΔG°, a 298 K?
a) -8,69 $J\cdot K^{-1}$
b) 0
c) 15,38 kJ
d) -10,21 kJ
e) -15,38 kJ

(O.Q.N. Córdoba 2007)

6.52. Cuando el cinc es atacado por el ácido sulfúrico diluido se desprenden 143 kJ por cada mol de cinc a 20°C y a presión constante. ¿Qué energía se desprenderá a volumen constante?
a) La misma que a presión constante.
b) 0 kJ
c) 14,3 kJ
d) 140,5 kJ
e) 145,4 kJ
(Dato: R = 8,314 $J\cdot mol^{-1}\cdot K^{-1}$)

(O.Q.N. Córdoba 2007)

6.53. Los calores de combustión de las dos formas alotrópicas del C, el grafito y el diamante son a 298,16 K:

$$C\ (grafito) + O_2\ (g) \longrightarrow CO_2\ (g) \qquad \Delta H° = -393{,}13\ kJ·mol^{-1}$$

$$C\ (diamante) + O_2\ (g) \longrightarrow CO_2\ (g) \qquad \Delta H° = -395{,}03\ kJ·mol^{-1}$$

y las entropías molares estándar son: S° C(grafito) = 5,73 $J·K^{-1}$ y S° C(diamante) = 2,37 $J·K^{-1}$. Cuál es la ΔG° para la transición C(grafito) ⟶ C(diamante), a esa temperatura.

a) 1,9 kJ
b) 2,9 kJ
c) -788,16 kJ
d) 0,9 kJ
e) -5 kJ

(O.Q.N. Córdoba 2007)

6.54. Para la reacción A + B ⟷ 2 C, la constante de equilibrio a una temperatura vale 1000. Esto significa que ΔG°:

a) Es negativa a esa temperatura.
b) Tiene un valor positivo y elevado, a esa temperatura.
c) Es negativa si la temperatura es baja, pero positiva a temperaturas elevadas.
d) Es cero.
e) Es positiva, como ΔH° y ΔS°.

(O.Q.N. Córdoba 2007)

6.55. Un proceso que se produce con desprendimiento de calor y disminución del desorden termodinámico es:

a) Espontáneo siempre.
b) Nunca espontáneo.
c) Espontáneo a bajas temperaturas.
d) Espontáneo a altas temperaturas.

(O.Q.L. Madrid 2003)

6.56. La entalpía estándar de combustión del Al (s) es de -834,9 kJ por mol de Al. Si reacciona Al con O_2, ¿en qué circunstancias se desprenderán 1045 kJ?

a) Cuando se forman 1,252 moles de Al_2O_3.
b) Cuando se forman 0,626 moles de Al_2O_3.
c) Cuando reaccionan 0,299 moles de Al.
d) Cuando reaccionan 0,626 moles de Al.

(O.Q.L. Madrid 2003)

6.57. A 291 K, las entalpías de formación del amoníaco en los estados gaseosos y líquidos son, respectivamente: -46,05 y -67,27 $kJ·mol^{-1}$. A partir de estos datos, podemos afirmar que la entalpía de vaporización del amoníaco es:

a) -113,3 $kJ·mol^{-1}$
b) 6,67 $kJ·g^{-1}$
c) -1,25 $kJ·g^{-1}$
d) 1,25 $kJ·g^{-1}$

(Masas atómicas: N = 14; H = 1)

(O.Q.L. Madrid 2003)

6.58. Para las siguientes reacciones:

$$C\ (s) + O_2\ (g) \longrightarrow CO_2\ (g) \qquad \Delta H° = -a\ J$$

$$2\ CO\ (g) + O_2\ (g) \longrightarrow 2\ CO_2\ (g) \qquad \Delta H° = -b\ J$$

¿Cuál de las siguientes respuestas representa la entalpía de formación del monóxido de carbono?

a) 2a-b
b) (b-2a)/2
c) b-2a
d) (2a-b)/2

(O.Q.L. Madrid 2004)

6.59. Al hacer reaccionar amoníaco y oxígeno se obtienen monóxido de nitrógeno y agua. Se sabe que los calores de formación estándar del amoníaco, monóxido de nitrógeno y agua son, respectivamente: -46; 90 y -242 kJ/mol. Con estos datos, el calor de reacción estándar referido a un mol de amoníaco según este proceso, será:
a) -454 kJ/mol
b) +454 kJ/mol
c) -227 kJ/mol
d) +227 kJ/mol

(O.Q.L. Madrid 2004)

6.60. Indique cuál de las siguientes reacciones se produce con un cambio de entropía positivo:
a) $Zn (s) + 2 HCl (aq) \longrightarrow ZnCl_2 (aq) + H_2 (g)$
b) $O (g) + O (g) \longrightarrow O_2 (g)$
c) $Ba^{2+} (aq) + SO_4^{2-} (aq) \longrightarrow BaSO_4 (s)$
d) $CaO (s) + CO_2 (g) \longrightarrow CaCO_3 (s)$

(O.Q.L. Madrid 2004)

6.61. Un proceso será espontáneo si es:
a) Endotérmico y con disminución del desorden.
b) Exotérmico y con aumento del desorden.
c) Exotérmico y con aumento del orden.
d) Endotérmico y con aumento del desorden.

(O.Q.L. Murcia 1996)

6.62. La variación de entalpía estándar para la combustión del monóxido de carbono es -68 kcal/mol, y la variación de entalpía estándar para su formación es -29 kcal/mol. ¿Cuánto vale la variación de la entalpía estándar de formación del dióxido de carbono?
a) $+39\ kcal \cdot mol^{-1}$
b) $-97\ kcal \cdot mol^{-1}$
c) $-39\ kcal \cdot mol^{-1}$
d) $+97\ kcal \cdot mol^{-1}$

(O.Q.L. Murcia 1997)

6.63. El gas X es soluble en agua. Si una disolución acuosa de X se calienta, se observa el desprendimiento de burbujas del gas X. De este hecho, se deduce que:
a) El proceso de disolución de X en agua es exotérmico.
b) El proceso de disolución de X en agua es endotérmico.
c) $\Delta G°$ es positivo para el proceso de disolución de X en agua.
d) $\Delta G°$ es negativo para el proceso de disolución de X en agua.

(O.Q.L. Murcia 1997)

6.64. Las reacciones exotérmicas:
a) Se producen siempre a velocidades de reacción altas.
b) Han de tener constantes de equilibrio menores de 1.
c) Tienen una variación de entalpía negativa.
d) Se producen entre reactivos inestables.

(O.Q.L. Murcia 1998)

6.65. Señale la afirmación correcta:
a) En todos los procesos espontáneos la entropía del sistema aumenta.
b) La entalpía de formación del CO_2 es cero.
c) Todas las reacciones químicas donde $\Delta G < 0$ son muy rápidas.
d) Algunas reacciones exotérmicas no son espontáneas.

(O.Q.L. Murcia 1999)

6.66. Las respectivas entalpías de formación, en condiciones estándar, del etino (g) y del benceno (l) son 227 kJ·mol^{-1} y 49 kJ·mol^{-1}. La variación de entalpía, en las citadas condiciones, para el proceso:

$$3\ C_2H_2\ (g) \longrightarrow C_6H_6\ (l)$$

será:
a) -178 kJ
b) -632 kJ
c) 276 kJ
d) 730 kJ

(O.Q.L. Murcia 1999) (O.Q.L. Murcia 2000)

6.67. La entropía es una magnitud termodinámica que:
a) Indica el grado de orden de un sistema.
b) Se mide en K·J^{-1}.
c) Determina la espontaneidad de una reacción química.
d) Se calcula a partir del valor absoluto de las fuerzas de van der Waals.

(O.Q.L. Murcia 1999)

6.68. Al quemar 25,6 g de metanol, en condiciones estándar, se desprenden 190,4 kJ. La entalpía de combustión del metanol en condiciones estándar es de:
a) -190,4 kJ
b) -238 kJ·mol^{-1}
c) +238 kJ·mol^{-1}
d) +380,8 kJ·mol^{-1}
(Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16)

(O.Q.L. Murcia 2000)

6.69. Dadas las siguientes entalpías de enlace (kJ/mol), a 25°C de temperatura y 1 atm de presión: C-H (400), C-C (348), O-H (460), O=O (500) y C=O (800). ¿Cuál será la entalpía de combustión, en las mismas condiciones y en kJ·mol^{-1}, del etano?
a) +60
b) -60
c) -731
d) -1462

(O.Q.L. Murcia 2000)

6.70. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es incorrecta?
a) La sublimación del iodo es un proceso que implica un aumento de entropía.
b) La combustión del metano es un proceso exotérmico.
c) La formación del enlace Cl-Cl, a partir de sus átomos, es un proceso exotérmico.
d) Todos los procesos exotérmicos son espontáneos.

(O.Q.L. Murcia 2000)

6.71. La reacción:

$$C\ (s) + O_2\ (g) \longrightarrow CO_2\ (g)$$

a) Debe tener una variación de entalpía negativa.
b) Debe experimentarse para conocer el signo de ΔH, no puede razonarse.
c) Debe tener una variación de entropía muy alta, en valor absoluto.
d) No debe producirse en presencia de nitrógeno.

(O.Q.L. Murcia 2000)

6.72. De entre las reacciones químicas más estudiadas en termoquímica se encuentra la combustión del butano:

$$2\ C_4H_{10}\ (g) + 13\ O_2\ (g) \longrightarrow 8\ CO_2\ (g) + 10\ H_2O\ (l) \qquad \Delta H = -1270\ kcal$$

¿Qué cantidad de energía se liberará si se queman 200 g de este gas?
a) 184,2 kcal
b) 368,3 kcal
c) 1095 kcal
d) 2190 kcal
(Masas atómicas: C = 12; H = 1)

(O.Q.L. Murcia 2001) (O.Q. Baleares 2007)

6.73. Por reacción del propeno y el cloro se obtiene 1,2-dicloropropano. Considerando las energías de enlace de la tabla adjunta, medidas todas en las condiciones de reacción, ¿cuál debe ser la variación de entalpía de la reacción indicada?

Enlace	C-C	C-Cl	C=C	Cl-Cl
Energía ($kJ \cdot mol^{-1}$)	348	338	612	242

a) $+612+242+(2 \cdot 338)+348\ kJ \cdot mol^{-1}$
b) $-612-242-(2 \cdot 338)-348\ kJ \cdot mol^{-1}$
c) $-612+242+(2 \cdot 338)+348\ kJ \cdot mol^{-1}$
d) $+612+242-(2 \cdot 338)-348\ kJ \cdot mol^{-1}$

(O.Q.L. Murcia 2001)

6.74. Para una reacción en equilibrio a presión y temperatura constantes se ha de cumplir que:
a) $\Delta H = 0$
b) $\Delta S = 0$
c) $\Delta U = 0$
d) $\Delta G = 0$

(O.Q.L. Murcia 2002)

6.75. En todo proceso espontáneo se tiene que cumplir que:
a) $dS = dT/H$
b) $\Delta S_{sistema} > 0$
c) $\Delta S_{sistema} + \Delta S_{alrededores} > 0$
d) $\Delta G > 0$

(O.Q.L. Murcia 2002)

6.76. El oxígeno se puede obtener en el laboratorio por calentamiento de $KClO_3$ sólido, de acuerdo a la ecuación termoquímica:

$$2\ KClO_3\ (s) \longrightarrow 2\ KCl\ (s) + 3\ O_2\ (g) \qquad \Delta H = -89,4\ kJ$$

Calcular la energía que se libera cuando, por este procedimiento, se obtienen 10,1 litros de oxígeno medidos en condiciones normales de presión y temperatura.
a) 26,8 kJ
b) 37,2 kJ
c) 64,0 kJ
d) 13,4 kJ

(O.Q.L. Murcia 2002)

6.77. Sabiendo que:

$$I_2\ (g) + H_2\ (g) \longleftrightarrow 2\ HI\ (g) \qquad \Delta H = 3,34\ kJ$$
$$I_2\ (s) + H_2\ (g) \longleftrightarrow 2\ HI\ (g) \qquad \Delta H = 50,16\ kJ$$

¿Cuál será la entalpía de sublimación del yodo?
a) $+46,82\ kJ \cdot mol^{-1}$
b) $+26,75\ kJ \cdot mol^{-1}$
c) $-53,50\ kJ \cdot mol^{-1}$
d) $-46,82\ kJ \cdot mol^{-1}$

(O.Q.L. Murcia 2002)

6.78. Por el hecho de que el proceso de transformación de diamante en grafito tenga $\Delta G < 0$, ¿qué podríamos afirmar?
a) Que los diamantes no son una inversión segura.
b) Que el proceso no es espontáneo.
c) Que el proceso es espontáneo aunque muy lento.
d) Que aunque aumentemos mucho la temperatura, los diamantes seguirán siendo diamantes.

(O.Q.L. Murcia 2002)

6.79. Cuando reacciona 1 litro de nitrógeno, medido en condiciones normales, con el hidrógeno necesario para formar amoníaco, se liberan 4138,2 J. ¿Cuál es la entalpía de formación del amoníaco?
a) -92,67 $kJ \cdot mol^{-1}$
b) -46,34 $kJ \cdot mol^{-1}$
c) -185,34 $kJ \cdot mol^{-1}$
d) -307,9 $kJ \cdot mol^{-1}$

(O.Q.L. Murcia 2002)

6.80. Sabiendo que:

$$2\ S\ (s) + 3\ O_2\ (g) \longrightarrow 2\ SO_3\ (g) \qquad \Delta H° = -792\ kJ$$

$$2\ SO_2\ (g) + O_2\ (g) \longrightarrow 2\ SO_3\ (g) \qquad \Delta H° = -198\ kJ$$

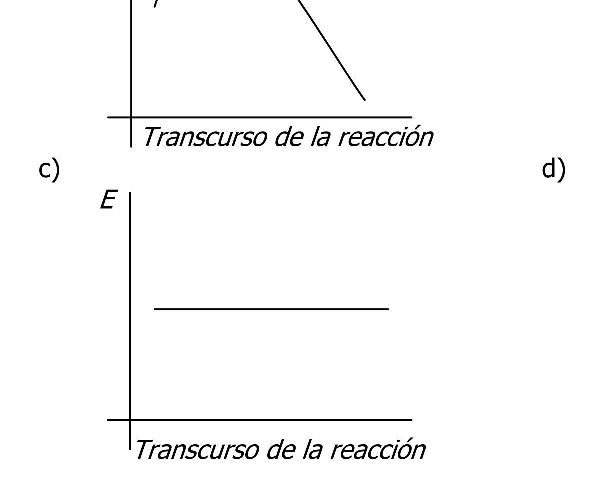
¿cuál será el valor de la entalpía estándar de formación del dióxido de azufre?
a) -594 $kJ \cdot mol^{-1}$
b) -297 $kJ \cdot mol^{-1}$
c) -990 $kJ \cdot mol^{-1}$
d) -126 $kJ \cdot mol^{-1}$

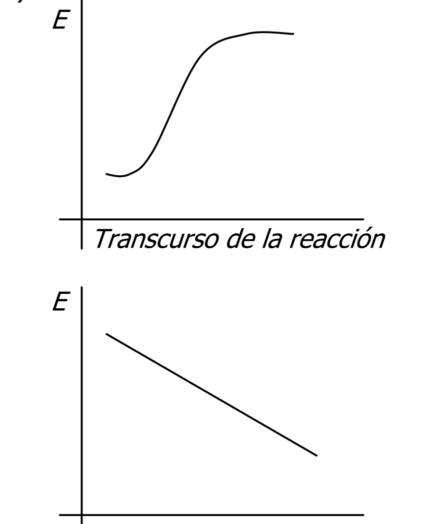
(O.Q.L. Murcia 2003)

6.81. Para el proceso endotérmico:

$$Cl_2\ (g) \longrightarrow 2\ Cl\ (g)$$

¿Cuál de los siguientes diagramas energéticos se ajusta al proceso?





(O.Q.L. Murcia 2003)

6.82. Dada la siguiente ecuación termodinámica:

$$2\,H_2\,(g) + O_2\,(g) \longrightarrow 2\,H_2O\,(g) \qquad \Delta H° = -483{,}6\ kJ$$

señale la respuesta incorrecta:
a) Es una reacción exotérmica.
b) En la formación de 180 g de agua se desprenden 4836 kJ.
c) Es un proceso acompañado de una disminución de entropía.
d) La entalpía de formación del agua gas, en condiciones estándar, es -241,8 kJ/mol.

(O.Q.L. Murcia 2004)

6.83. La entalpía de combustión de la acetona (propanona) es -1787,2 kJ/mol ¿Cuanta energía se ha desprendido cuando se hayan recogido 13,44 litros de CO_2, medido en c.n., en la combustión de la misma?
a) 536,16 kJ
b) 1072,32 kJ
c) 357,44 kJ
d) 1787,2 kJ

(O.Q.L. Murcia 2004)

6.84. La variación de entalpía de un sistema se define como:
a) El calor intercambiado por un sistema a volumen constante.
b) El calor intercambiado por un sistema a presión constante.
c) El calor intercambiado por un sistema.
d) La energía interna de un sistema.

(O.Q.L. Murcia 2004)

6.85. Para una reacción química dada, se sabe que, a 25°C y 1 atm de presión, $\Delta H° = 20$ kJ y $\Delta S° = 80\ J \cdot K^{-1}$. Bajo estas condiciones, la reacción es:
a) Exotérmica y espontánea.
b) Endotérmica y no espontánea.
c) Exotérmica y no espontánea.
d) Endotérmica y espontánea.

(O.Q.L. Murcia 2005)

6.86. Puesto que las entalpías de formación estándar de CO_2 (g), H_2O (l) y C_4H_8 (g) son -394, -286 y 16 kJ/mol, respectivamente, el calor de combustión de un mol de C_4H_8 según el proceso:

$$C_4H_8\,(g) + 6\,O_2\,(g) \longrightarrow 4\,CO_2\,(g) + 4\,H_2O\,(l)$$

será:
a) -2736 kJ
b) -696 kJ
c) +2736 kJ
d) -2704 kJ

(O.Q.L. Murcia 2005)

6.87. Si para una reacción dada $\Delta H° = -38{,}3$ kJ y $\Delta S° = -113\ J \cdot K^{-1}$, puede decirse que se trata de una reacción:
a) Espontánea a cualquier temperatura.
b) No espontánea a cualquier temperatura.
c) Espontánea a temperaturas menores de 66°C.
d) Espontánea a temperaturas superiores a 66°C.

(O.Q.L. Murcia 2005)

6.88. Si se pegan dos trozos de papel con pegamento de acción rápida se observa que durante el proceso de pegado éstos se calientan de forma ostensible. Puede concluirse que:
a) Cuanto más pegamento se ponga más se calentarán.
b) El proceso es endotérmico.
c) El proceso implica un aumento de entropía.
d) Debe haber un error, puesto que el proceso de pegado no puede traer asociado un aumento de temperatura.

(O.Q.L. Murcia 2006)

6.89. Para el equilibrio de vaporización del mercurio:

$$Hg\ (l) \longleftrightarrow Hg\ (g)$$

El valor de K_p a 100ºC es de 0,00036. El valor de ΔG° a esa temperatura es:
a) 24,59 kJ/mol
b) -24,59 kJ/mol
c) 242,5 kJ/mol
d) -242,5 kJ/mol
($R = 8{,}314\ J \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$)

(O.Q.L. Murcia 2006)

6.90. Con la ley de Hess podemos:
a) Calcular entalpías de reacción.
b) Calcular entalpías de formación.
c) Calcular cantidades de calor en una reacción medidas a presión constante.
d) Todas son correctas.

(O.Q.L. Baleares 2002)

6.91. Dados los siguientes datos:
$\Delta H°_f$ (A) = -10000 J/mol, $\Delta H°_f$ (C) = -15000 J/mol, $\Delta H°_f$ (D) = -2000 J/mol y

$$A + 2\ B \longrightarrow 2\ C + D \qquad \Delta H° = -12000\ J$$

Se puede calcular $\Delta H°_f$ (B) que vale:
a) 5000 J/mol
b) 2500 J/mol
c) -5000 J/mol
d) -17000 J/mol

(O.Q.L. Baleares 2003)

6.92. Las siguientes magnitudes son función de estado:
a) p, V, T
b) H, U, S
c) T, H, U
d) Todas son correctas

(O.Q.L. Baleares 2003)

6.93. De las siguientes afirmaciones:
1) En un proceso espontáneo la entalpía puede disminuir
2) En un proceso espontáneo la entropía puede aumentar
3) En todos los procesos espontáneos la energía libre de Gibbs aumenta
a) Sólo es verdadera la primera.
b) La primera y la segunda son verdaderas.
c) La primera y la tercera son verdaderas.
d) La segunda y la tercera son verdaderas.

(O.Q.L. Baleares 2003)

6.94. En un sistema que reacciona exotérmicamente:
a) La variación de entalpía es positiva.
b) El calor desprendido siempre coincide con la variación de entalpía.
c) Si la reacción es a volumen constante, el calor desprendido es igual a la variación de energía interna.
d) Si la reacción es a presión constante, el calor desprendido es igual a la variación de energía interna.

(O.Q.L. Baleares 2004)

6.95. La entalpía de combustión del acetileno es de -310,7 kcal/mol a 25°C. Determina la entalpía de formación del acetileno sabiendo que las entalpías de formación del dióxido de carbono y del agua son -94,1 kcal/mol y -68,3 kcal/mol, respectivamente.
a) 148,3 kcal/mol
b) 111,25 kcal/mol
c) 54,2 kcal/mol
d) -148,3 kcal/mol

(O.Q.L. Baleares 2005)

6.96. La entalpía de formación del vapor de agua:
a) Es mayor que la del agua líquida.
b) Es menor que la del agua líquida.
c) Es igual a la del agua líquida ya que esta magnitud no depende del estado de las sustancias.
d) No se puede saber sin consultar las tablas de entalpías de formación.

(O.Q.L. Baleares 2005)

6.97. El primer principio de la termodinámica:
a) Permite calcular el valor de la energía interna de las sustancias.
b) Permite calcular la entalpía de las sustancias.
c) Es una consecuencia de la ley de conservación de la energía.
d) Todas las afirmaciones anteriores son correctas.

(O.Q.L. Baleares 2006)

6.98. ¿Qué nombre recibe una transformación en la cual no hay intercambio de calor?
a) Adiabática
b) Isócora
c) Isoterma
d) No tiene ningún nombre específico.

(O.Q.L. Baleares 2006)

6.99. Dada la reacción:

$$2\ CH_4\ (g) \longrightarrow 2\ C\ (s) + 4\ H_2\ (g) \qquad \Delta H° = 150\ kJ.$$

¿Qué valor tendrá la entalpía de formación estándar del metano?
a) 150 kJ/mol
b) -150 kJ/mol
c) 75 kJ/mol
d) -75 kJ/mol

(O.Q.L. Baleares 2006)

6.100. Para una determinada reacción, $\Delta H° = -82{,}8$ kJ y $\Delta S° = 58{,}5\ J\cdot K^{-1}$. El valor de $\Delta G°$ para esta reacción a 25°C es:
a) 17370 kJ
b) -76,5 kJ
c) -100,2 kJ
d) -141,3 kJ
e) -65,7 kJ

(O.Q.L. Almería 2005)

6.101. Indique si cada uno de los siguientes procesos se producen con aumento o disminución de entropía:

$$1)\ 4\ Fe\ (s) + 3\ O_2\ (g) \longrightarrow 2\ Fe_2O_3\ (s) \qquad 2)\ Ag^+\ (ac) + Cl^-\ (ac) \longrightarrow AgCl\ (s)$$

a) ΔS_1 negativo y ΔS_2 negativo
b) ΔS_1 negativo y ΔS_2 positivo
c) ΔS_1 positivo y ΔS_2 negativo
d) ΔS_1 positivo y ΔS_2 positivo

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

6.102. Cuando los óxidos Fe_3O_4 y Fe_2O_3 se reducen por aluminio según las reacciones siguientes:

$$1)\ 3\ Fe_3O_4\ (s) + 8\ Al\ (s) \longrightarrow 4\ Al_2O_3\ (s) + 9\ Fe\ (s) \qquad \Delta H_1 = -800{,}1\ kcal$$

$$2)\ Fe_2O_3\ (s) + 2\ Al\ (s) \longrightarrow Al_2O_3\ (s) + 2\ Fe\ (s) \qquad \Delta H_2 = -203{,}5\ kcal$$

¿Cuál es la cantidad de calor liberado por mol de Fe formado?

a) Mayor en 1 que en 2
b) Mayor en 2 que en 1
c) Igual en 1 que en 2
d) Nula

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

6.103. Decida qué es siempre cierto para dos procesos 1 y 2 que tienen en común los estados inicial y final:

a) $Q_1 = Q_2$
b) $\Delta S = \Delta Q_1/T$
c) $\Delta G_2 = \Delta H_2 - T\Delta S_2$
d) $\Delta H_2 = \Delta H_1$

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

6.104. Si la combustión del ácido benzoico se realiza en una bomba calorimétrica a 25°C, ¿qué se verifica?

a) $Q < 0$, $W = 0$, $\Delta U < 0$
b) $Q = 0$, $W = 0$, $\Delta U = 0$
c) $Q < 0$, $W < 0$, $\Delta U > 0$
d) $Q < 0$, $W > 0$, $\Delta U < 0$

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

6.105. ¿Cuál o cuáles de las siguientes afirmaciones son ciertas?

a) El calor de formación del Fe (l) es cero.
b) La condensación es un proceso endotérmico.
c) En algunas reacciones $\Delta H = \Delta U$.
d) Para un mismo proceso, la variación de entalpía depende de que el proceso tenga lugar a presión o a volumen constante.

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

6.106. Indique cuál de las siguientes proposiciones es cierta:

a) En un proceso en el que se evapora 0,1 mol de N_2 (l) en su punto de ebullición normal, se absorbe calor y se mantiene constante la temperatura.
b) El calor de formación estándar del Fe (l) es cero.
c) Para un proceso, la variación de entalpía es siempre igual al calor medido a presión constante.
d) La condensación es un proceso endotérmico.

(O.Q.L. Castilla y León 2001

6.107. Para la siguiente reacción:

$$PCl_5\ (g) \longleftrightarrow PCl_3\ (g) + Cl_2\ (g)$$

¿Cuál de las siguientes proposiciones es cierta?

a) $\Delta G = \Delta H + T\Delta S$
b) $\Delta S > 0$
c) $\Delta G > 0$
d) $\Delta S°_f = 0$ para Cl_2 (g)

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

6.108. Se tiene una reacción reversible entre gases ideales del tipo:

$$2\ A\ (g) \longleftrightarrow B\ (g) + C\ (g)$$

en la que ΔG = +55 kcal, a 25°C.

a) La reacción no se produce hasta $\Delta G = 0$, en cuyo caso $K_p = 1$.
b) La reacción no se produce espontáneamente.
c) La reacción es siempre espontánea por tratarse de gases ideales.
d) En la reacción se produce una considerable variación de entropía.

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

6.109. Sabiendo que las energías medias de los enlaces C-H, C-C y H-H son, respectivamente, 99, 83 y 104 kcal·mol^{-1}, el valor de ΔH de la reacción:

$$3\ CH_4 \longleftrightarrow C_3H_8 + 2\ H_2$$

será igual a:

a) 22 kcal
b) -22 kcal
c) 77 kcal
d) -77 kcal

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

6.110. Una reacción química será espontánea a cualquier temperatura cuando:

a) $\Delta H > 0$
b) $\Delta S > 0$
c) $\Delta S > 0$ y $\Delta H = 0$
d) $\Delta H > 0$ y $\Delta S = 0$

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

6.111. Si la variación de entalpía estándar para la combustión del monóxido de carbono es -280 kJ·mol^{-1}, y la variación de entalpía estándar para su formación es -114 kJ·mol^{-1}. La variación de entalpía estándar para la formación del dióxido de carbono es:

a) 394 kJ·mol^{-1}
b) -394 kJ·mol^{-1}
c) -114 kJ·mol^{-1}
d) 114 kJ·mol^{-1}

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

6.112. ¿Qué cantidad de calor, expresada en J, se necesita para aumentar la temperatura de 5,0 g de agua desde 25,0°C a 35,0°C?

a) 7075 J
b) 12 J
c) 21 J
d) 105 J
e) 209 J

(Dato: C_e del agua = 4,184 J/K·g)

(O.Q.L. Extremadura 2005)

SOLUCIONES									
6.1	e	6.2	b-e	6.3	b	6.4	d	6.5	a
6.6	b	6.7	e	6.8	b	6.9	b	6.10	c
6.11	e	6.12	d	6.13	b	6.14	a	6.15	c
6.16	d	6.17	d	6.18	b	6.19	c	6.20	c
6.21	d	6.22	a	6.23	e	6.24	c	6.25	d
6.26	d	6.27	b	6.28	d	6.29	c	6.30	d
6.31	a	6.32	b	6.33	d	6.34	d	6.35	a
6.36	d	6.37	e	6.38	e	6.39	c	6.40	e
6.41	d	6.42	d	6.43	d	6.44	a	6.45	b
6.46	c	6.47	b	6.48	c	6.49	d	6.50	d
6.51	c	6.52	e	6.53	b	6.54	a	6.55	c
6.56	a	6.57	d	6.58	b	6.59	c	6.60	a
6.61	b	6.62	b	6.63	a	6.64	c	6.65	d
6.66	b	6.67	a	6.68	b	6.69	a	6.70	a
6.71	b	6.72	d	6.73	d	6.74	a	6.75	d
6.76	c	6.77	d	6.78	a	6.79	c	6.80	b
6.81	b	6.82	b	6.83	c	6.84	b	6.85	d
6.86	a	6.87	c	6.88	c	6.89	a	6.90	d
6.91	c	6.92	b	6.93	b	6.94	c	6.95	c
6.96	a	6.97	d	6.98	a	6.99	d	6.100	c
6.101	a	6.102	b	6.103	d	6.104	a	6.105	c
6.106	a-c	6.107	b	6.108	b	6.109	a	6.110	c
6.111	b	6.112	e						

7. CINÉTICA QUÍMICA

7.1. Para la reacción:

$$2\ NO\ (g) + Cl_2\ (g) \longrightarrow 2\ NOCl\ (g)$$

la ecuación de velocidad viene dada por la expresión: $v = k\ [NO]^2\ [Cl_2]$.
Si las concentraciones de NO y Cl_2 *al inicio de la reacción son ambas de 0,01* $mol \cdot dm^{-3}$*, ¿cuál será la velocidad de la reacción cuando la concentración de NO haya disminuido hasta 0,005* $mol \cdot dm^{-3}$*?*
a) k (0,005) (0,0025)
b) k (0,005) (0,005)
c) k $(0{,}005)^2$ (0,0025)
d) k (0,005) (0,0075)
e) k $(0{,}005)^2$ (0,0075)

(O.Q.N. Murcia 2000)

7.2. Al elevar la temperatura a la que se realiza una reacción química:
a) Aumenta la velocidad de la reacción si ésta es endotérmica, pero disminuye si es exotérmica.
b) Aumenta la velocidad de la reacción, tanto si la reacción es exotérmica como endotérmica.
c) Disminuye la concentración de los reactivos y, a consecuencia de ello, la constante de velocidad.
d) Aumenta la velocidad media de las partículas y, con ella, la energía de activación.
e) Disminuye la energía de activación.

(O.Q.N. Murcia 2000)

7.3. En una reacción química, en la que k es la constante cinética y K la constante termodinámica, al aumentar la temperatura, siempre tiene que ocurrir que:
a) Aumentan k y K.
b) Disminuyen k y K.
c) En algunas reacciones K aumenta y en otras disminuye, pero k siempre aumenta.
d) En algunas reacciones k aumenta y en otras disminuye, pero K siempre aumenta.
e) La energía de activación aumenta.

(O.Q.N. Barcelona 2001)

7.4. Señale la proposición correcta:
a) A 25°C y 1 atm la energía cinética media de las moléculas de H_2 es mayor que la de las moléculas de N_2.
b) La energía de activación de una reacción es independiente de la temperatura.
c) El orden de reacción no puede ser cero.
d) Un catalizador modifica el estado de equilibrio de una reacción aumentando el rendimiento de los productos.
e) Conociendo la constante de velocidad de una reacción a dos temperaturas, se puede calcular la entalpía de dicha reacción.

(O.Q.N. Barcelona 2001)

7.5. Para la siguiente reacción:

$$4\ HBr\ (g) + O_2\ (g) \longleftrightarrow 2\ H_2O\ (g) + 2\ Br_2\ (g)$$

a) Las unidades de la constante de velocidad no dependen de la ecuación de velocidad.
b) El orden total de reacción puede pronosticarse a partir de la ecuación estequiométrica anterior.
c) La velocidad de formación de agua es la mitad de la velocidad de desaparición de HBr.
d) Las unidades de la velocidad de reacción son $mol \cdot L^{1} \cdot s^{1}$.
e) La velocidad de reacción es muy elevada ya que se trata de una reacción en fase gaseosa.

(O.Q.N. Barcelona 2001)

7.6. La velocidad de una determinada reacción aumenta en un factor de cinco cuando la temperatura asciende desde 5°C hasta 27°C. ¿Cuál es la energía de activación de la reacción?
a) 6,10 kJ/mol
b) 18,9 kJ/mol
c) 50,7 kJ/mol
d) 157 kJ/mol
e) 15,7 kJ/mol
(R = 8,314 $J·K^{-1}·mol^{-1}$)

(O.Q.N. Oviedo 2002)

7.7. Una reacción tiene una constante de velocidad de la reacción directa igual a $2,3·10^{6}$ s^{-1} y la constante de equilibrio es $4,0·10^{8}$. ¿Cuál es el valor de la constante de velocidad de la reacción inversa?
a) $1,1·10^{-15}$ s^{-1}
b) $5,8·10^{-3}$ s^{-1}
c) $1,7·10^{2}$ s^{-1}
d) $9,2·10^{14}$ s^{-1}
e) $9,2·10^{10}$ s^{-1}

(O.Q.N. Oviedo 2002)

7.8. En una reacción de primer orden del tipo:

$$A \longrightarrow Productos$$

tiene una vida media ($t_{½}$) de 55,0 min a 25°C y 6 min a 100°C. ¿Cuál es la energía de activación para esta reacción?
a) -25,8 kJ/mol
b) -38,8 kJ/mol
c) 27,3 kJ/mol
d) 25,8 kJ/mol
e) 38,8 kJ/mol
(R = 8,314 $J·K^{-1}·mol^{-1}$)

(O.Q.N. Tarazona 2003)

7.9. La leche fresca se corta aproximadamente en 4 h a 28°C pero tarda 48 h si está en el frigorífico a 5°C. ¿Cuál es la energía de activación para que se corte la leche?
a) 32,6 kJ
b) -32,6 kJ
c) 9,04 kJ
d) 75,2 kJ
e) -75,2 kJ

(O.Q.N. Tarazona 2003)

7.10. Para una determinada reacción, ΔH = -100 $J·mol^{-1}$. Su energía de activación:
a) Debe ser igual y del mismo signo que ΔH.
b) Debe tener un valor positivo, independientemente del valor de ΔH.
c) Debe ser igual a la del proceso inverso cambiada de signo.
d) Aumentará con la temperatura, independientemente del valor de ΔH.
e) Es menor que la energía de activación del proceso inverso.

(O.Q.N. Tarazona 2003)

7.11. La K_a del CH_3-COOH, es $1,8·10^{-5}$ y su velocidad de disociación es v = $8·10^{5}$ [CH_3-COOH]. ¿Cuál sería la constante de velocidad de la reacción de asociación de H^+ y CH_3-COO^- ¿
a) $4,4·10^{10}$
b) $1,25·10^{-6}$
c) $4,4·10^{6}$
d) $8·10^{5}$
e) $1,8·10^{5}$

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

7.12. El O_3 de la atmósfera protege a la tierra de la radiación ultravioleta, que podría ser peligrosa, absorbiéndola y emitiendo de nuevo la energía a una λ diferente. Se ha propuesto el siguiente mecanismo para la destrucción del O_3 debido al NO procedente de los gases de combustión del transporte supersónico:

$$NO + O_3 \longrightarrow NO_2 + O_2$$
$$NO_2 + O \longrightarrow NO + O_2$$

En este esquema el NO es:
a) Un producto de la reacción total.
b) Un inhibidor.
c) Un reactivo de la reacción total.
d) Un catalizador.
e) Ninguno de los anteriores.

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

7.13. La reacción:

$$A + B \longrightarrow C + D$$

es de segundo orden en A y de orden cero en B, y el valor de k es 0,012 $M^{-1}\cdot min^{-1}$. ¿Cuál es la velocidad de esta reacción cuando [A] = 0,125 M y [B] = 0,435 M?
a) $5\cdot10^{-4}$ $M\cdot min^{-1}$
b) $3,4\cdot10^{-3}$ $M\cdot min^{-1}$
c) 1,3 $M\cdot min^{-1}$
d) $1,9\cdot10^{-4}$ $M\cdot min^{-1}$
e) $1,5\cdot10^{-3}$ $M\cdot min^{-1}$

(O.Q.N. Luarca 2005)

7.13. En una reacción de segundo orden se puede afirmar:
A) La suma de los exponentes en la ley de velocidad es igual a 2.
B) Al menos uno de los exponentes en la ley de velocidad es igual a 2.
C) La vida media no es constante.
D) La vida media es constante.
E) La constante k puede expresarse en $M^{-2}\cdot s^{-1}$ o $M^{-2}\cdot min^{-1}$.
a) A y D
b) B y D
c) A, C y E
d) A y C
e) B y C

(O.Q.N. Luarca 2005)

7.14. La vida media de una reacción de segundo orden es de 25 s cuando la concentración inicial de reactivo es 0,5 M. ¿Cuál es la constante de velocidad de esta reacción?
a) 3,22 L mol^{-1} s^{-1}
b) $8,00\cdot10^{-2}$ s^{-1}
c) $8,00\cdot10^{-2}$ L $mol^{-1}\cdot s^{-1}$
d) $2,77\cdot10^{-2}$ s^{-1}
e) $2,77\cdot10^{-2}$ L mol^{-1} s^{-1}

(O.Q.N. Vigo 2006)

7.15. La reacción:

$$2\ N_2O_5\ (g) \longrightarrow 2\ N_2O_4\ (g) + O_2\ (g)$$

obedece a la ley de velocidad: $\Delta[N_2O_5] / \Delta t = 6,21\cdot10^{-4}\ [N_2O_5]$. Si la concentración inicial de N_2O_5 es 0,5 M, ¿cuánto tiempo tardará en disminuir hasta el 30% de la cantidad inicial?
a) 5430 s
b) 5647 s
c) 1939 s
d) 3877 s
e) 4354 s

(O.Q.N. Vigo 2006)

7.16. La reacción 2 A ⟷ B + C es de orden 2 en A. La velocidad de la reacción cuando [A] = 0,2 M es $2·10^{-4}$ $mol·L^{-1}·min^{-1}$. ¿Cuál es la constante de velocidad?

a) $1,5·10^{-3}$ $mol^{-1}·L·min^{-1}$
b) $5·10^{-3}$ $mol·L^{-1}·min^{-1}$
c) $5·10^{-3}$ $mol^{-1}·L·min^{-1}$
d) $5·10^{-4}$ $mol^{-1}·L·min^{-1}$
e) 10^{-3} $mol^{-1}·L·min^{-1}$

(O.Q.N. Córdoba 2007)

7.17. El smog fotoquímico consiste, entre otros procesos, en la generación de radicales $OH^{\bullet}$ a través de la secuencia de reacciones (con todos los reactivos y productos en fase gaseosa)

$2\ NO + O_2 \longrightarrow 2\ NO_2$ *(muy lento a concentraciones atmosféricas)*

$NO_2 + h\nu \longrightarrow NO + O^{\bullet}$ *(plena luz solar)*

$O^{\bullet} + H_2O \longrightarrow 2OH^{\bullet}$ *(muy rápida)*

a) La tercera etapa es la etapa determinante de la velocidad (e.d.v.).
b) El NO_2 es un catalizador.
c) El radical $O^{\bullet}$ es un inhibidor.
d) La primera etapa es la e.d.v.
e) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.N. Córdoba 2007)

7.18. ¿Cuáles serán las unidades para la constante de velocidad (k) de una reacción de segundo orden, cuya ecuación cinética es $v_{reacción} = k\ [A]^2$, si la concentración se expresa en $mol·L^{-1}$ y el tiempo en minutos (min)?

a) $mol·L^{-1}·min^{-1}$
b) mol^{-1}
c) $mol^{-1}·L·min^{-1}$
d) $mol^{-2}·L^2·min$

(O.Q.L. Madrid 2003)

7.20. La ecuación de velocidad de la reacción:

$$A \longrightarrow Productos$$

es v = k [A].

Indicar cuál de las siguientes afirmaciones no es correcta:

a) Si se añade un catalizador positivo al medio donde se produce la reacción, sin variar la temperatura, la constante de velocidad (k) no puede aumentar.
b) La velocidad de reacción y la constante de velocidad pueden ser iguales.
c) La constante de velocidad no se ve afectada por las concentraciones de A y de los productos.
d) La constante de velocidad se ve afectada por la temperatura.

(O.Q.L. Madrid 2003)

7.21. Señale la proposición correcta:

a) Las unidades de velocidad de una reacción dependen del orden parcial del reactivo respecto del que se expresa la velocidad.
b) Las unidades de velocidad de una reacción dependen del orden total de reacción.
c) En la ecuación de Arrhenius: $k = A\ e^{-Ea/RT}$, A es el factor de frecuencia y tiene las mismas unidades de la constante de velocidad.
d) Las unidades de la constante de velocidad en una reacción de orden 2 son s^{-1}.

(O.Q.L. Madrid 2004)

7.22. Para la reacción en fase gaseosa A + B $\longrightarrow$ X, la ecuación de velocidad es:

$$v = k\,[A]^2\,[B]$$

¿Cuál será el factor de aumento de velocidad si el volumen se reduce cuatro veces?

a) 16
b) 256
c) $2\sqrt{2}$
d) Ninguno de ellos.

(O.Q.L. Murcia 1996)

7.23. Las unidades de la constante de velocidad de una reacción de segundo orden:

a) $L\cdot mol^{-1}\cdot s^{-1}$
b) $mol\cdot L^{-1}\cdot s^{-1}$
c) $L^2\cdot mol^{-2}\cdot s^{-1}$
d) s^{-1}

(O.Q.L. Murcia 1996)

7.24. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es la que mejor explica la acción de un catalizador que aumenta la velocidad de una determinada reacción?

a) Impide que ocurra la reacción inversa.
b) Aumenta la energía cinética de las partículas de las sustancias reaccionantes.
c) Hace que la variación de la entalpía de la reacción sea más negativa.
d) Disminuye la energía de activación de la reacción.

(O.Q.L. Murcia 1997)

7.25. La ecuación de velocidad para la reacción:

$$a\,A + b\,B \longrightarrow \text{Productos}$$

viene dada por la expresión:

$$v = k\,[A]\,[B]^2$$

Por tanto, se puede afirmar que:

a) a = 1 y b = 2.
b) La reacción es de orden 2.
c) La velocidad de la reacción se hace cuatro veces mayor al duplicar la concentración de B, manteniendo constante la de A.
d) La constante de velocidad (k) es independiente de las concentraciones de los reactivos y de la temperatura.

(O.Q.L. Murcia 1998)

7.26. En una reacción química, la presencia de un catalizador altera o modifica la:

a) Entalpía de la reacción.
b) Energía de activación.
c) Concentración inicial de los reactivos.
d) Entropía del proceso.

(O.Q.L. Murcia 1998)

7.27. En la reacción entre las sustancias X e Y se aprecia que algunos de los choques entre las partículas de X y las de Y no dan lugar a productos. ¿Cuál es la afirmación más adecuada para explicarlo?

a) El sistema ya ha alcanzado el equilibrio.
b) La energía de activación de la reacción inversa es muy baja.
c) Las partículas de X e Y no colisionan con la debida orientación.
d) El "complejo activado" es muy inestable.

(O.Q.L. Murcia 1998)

7.28. La suma de los exponentes a los que se elevan todas las concentraciones de las sustancias que participan en la ecuación de velocidad de una reacción química se denomina:
a) Velocidad de la reacción.
b) Mecanismo de la reacción.
c) Orden de la reacción.
d) Secuencia de reacción.

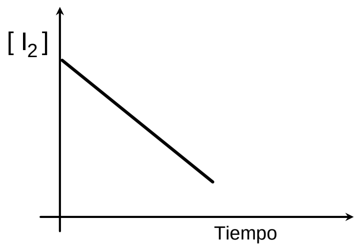
(O.Q.L. Murcia 1999)

7.29. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?
a) La constante de velocidad de una reacción de primer orden se puede expresar en $mol·dm^{-3}·s^{-1}$.
b) La velocidad de una reacción es independiente de la temperatura.
c) El orden de cualquier reacción es siempre un número entero y mayor que cero.
d) Ninguna de las anteriores es cierta.

(O.Q.L. Murcia 1999)

7.30. Una disolución acuosa de iodo reacciona con una disolución acuosa de propanona, puesta en exceso y en presencia de la suficiente concentración de un ácido, de acuerdo a la ecuación:

$$CH_3\text{-}CO\text{-}CH_3\ (ac) + I_2\ (ac) \longrightarrow CH_3\text{-}CO\text{-}CH_2I\ (ac) + HI\ (ac)$$



La gráfica de la figura representa la concentración de iodo que permanece en la disolución, sin reaccionar, a lo largo del tiempo. Según ella, y en las condiciones de la experiencia, se puede decir que la velocidad de la reacción es:
a) Directamente proporcional a $[I_2]$.
b) Inversamente proporcional a $[I_2]$.
c) Directamente proporcional a $[I_2][CH_3\text{-}CO\text{-}CH_3]$.
d) Independiente de $[I_2]$.

(O.Q.L. Murcia 1999)

7.31. Cuando las sustancias P y Q reaccionan para formar determinados productos, el orden global de la reacción es 3. ¿Cuál de las siguientes ecuaciones de velocidad, correspondientes a la reacción indicada, no será posible?
a) $v = k[P]^2[Q]$
b) $v = k[P]^0[Q]^3$
c) $v = k[P][Q]^3$
d) $v = k[P][Q]^2[H^+]^0$

(O.Q.L. Murcia 1999) (O.Q.L. Murcia 2001)

7.32. La velocidad de una reacción química se debe expresar en:
a) $s·mol^{-1}$
b) $mol^{-1}·s^{-1}$
c) $mol·L^{-1}·s^{-1}$
d) $mol^{-1}·L·s^{-1}$

(O.Q.L. Murcia 2000)

7.33. La ecuación de velocidad correspondiente a la reacción de formación de agua, a partir de hidrógeno y oxígeno, viene dada por la expresión:

$$v = k\,[H_2]^2[O_2]$$

Las unidades de k deben ser:

a) $mol^{2}\cdot dm^{-6}\cdot s^{-1}$
b) $mol^{-3}\cdot dm^{2}\cdot s$
c) $mol^{-2}\cdot dm^{6}\cdot s^{-1}$
d) $mol\cdot dm^{-3}\cdot s^{-1}$

(O.Q.L. Murcia 2000)

7.34. Cuando se añade a un sistema químico en equilibrio un catalizador positivo:

a) Disminuye el calor de reacción, ΔH.
b) Se hace más negativo el valor de ΔG y, por tanto, la reacción es más espontánea.
c) Aumenta únicamente la velocidad de la reacción directa.
d) Aumentan por igual las velocidades de las reacciones directa e inversa.

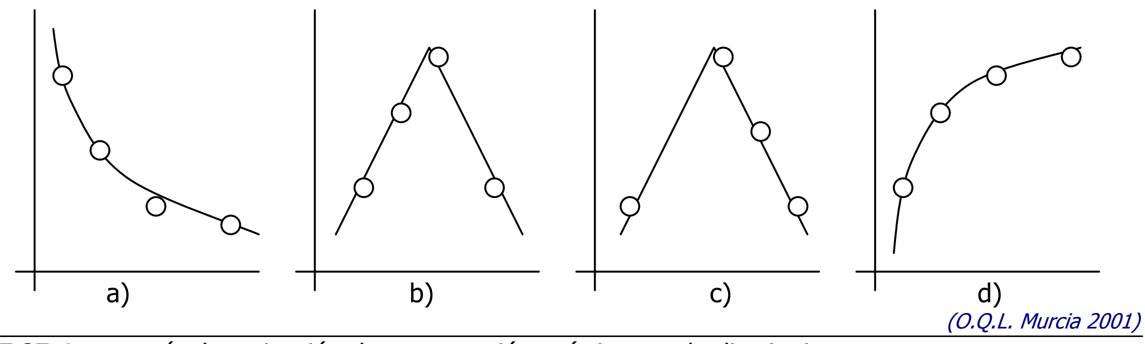
(O.Q.L. Murcia 2000)

7.35. La velocidad de una reacción se cuadruplica cuando la concentración de un reactivo se duplica. ¿Cuál es el orden de reacción respecto de este reactivo?

a) 1
b) 2
c) 3
d) 4

(O.Q.L. Murcia 2001)

7.36. ¿Cuál de las siguientes gráficas podría llevar rotulado en el eje X: tiempo, y en el eje Y: masa de reactante, en una reacción de 1er orden?



(O.Q.L. Murcia 2001)

7.37. La energía de activación de una reacción química puede disminuirse:

a) Aumentando la temperatura a la que tiene lugar la reacción.
b) Aumentando la concentración de uno o de todos los reactivos.
c) Introduciendo un catalizador en el sistema en reacción.
d) Comprimiendo el sistema en reacción.

(O.Q.L. Murcia 2001)

7.38. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones sobre catalizadores es incorrecta?

a) Los catalizadores son generalmente específicos.
b) Los catalizadores no afectan al equilibrio.
c) Para conseguir un aumento apreciable de la velocidad de reacción hay que añadir mucho catalizador.
d) Hay muchas sustancias que pueden envenenar los catalizadores.

(O.Q.L. Murcia 2002)

7.39. En una reacción en la que intervienen dos reactivos, la velocidad de reacción se hizo el doble cuando la concentración de uno de los reactivos se hizo el doble y el otro se mantuvo constante. En otra experiencia similar, la velocidad de reacción se multiplicó por un factor de 9 cuando la concentración del segundo de los reactivos se triplicó, manteniendo constante la concentración del primero. ¿Cuál es el orden de la reacción?

a) 2
3
c) 5
d) 6

(O.Q.L. Murcia 2002)

7.40. En toda reacción química se cumple que:

a) La velocidad de reacción suele disminuir con el transcurso del tiempo, al ir disminuyendo la concentración del o de los reactivos.
b) La constante de velocidad suele disminuir con el transcurso del tiempo, al ir disminuyendo la concentración del o de los reactivos.
c) El orden de reacción depende tanto del número de reactivos como de los coeficientes estequiométricos de éstos.
d) La variación de entalpía asociada a una reacción de orden 2 es superior a la variación de entalpía asociada a una reacción de orden 1.

(O.Q.L. Murcia 2002)

7.41. En una reacción química endotérmica se cumple que la:

a) Velocidad de reacción no se ve afectada por la temperatura.
b) Energía de activación de la reacción inversa es menor que la de la reacción directa.
c) Energía de activación de la reacción inversa es mayor que la de la reacción directa.
d) Energía de activación de la reacción directa aumenta cuanto más endotérmica es la reacción.

(O.Q.L. Murcia 2002)

7.42. En una reacción que se desarrolla en varias etapas, ¿cuál es la etapa que limita la velocidad de la reacción?

a) La primera.
b) La última.
c) La más rápida.
d) La más lenta.

(O.Q.L. Murcia 2002)

7.43. La ecuación de velocidad correspondiente a la reacción:

$$A\,(g) + B\,(g) \longrightarrow C\,(g)$$

viene dada por la expresión $v = k\,[A]\,[B]$.
En dos experiencias distintas, I y II, se han utilizado los mismos moles de gases reaccionantes, pero en I el volumen ocupado por ellos era el doble que en II. ¿Cuál será la relación entre las velocidades de formación de C en una y otra experiencia?

a) $v_I = v_{II}$
b) $v_I = 2\,v_{II}$
c) $4\,v_I = v_{II}$
d) $2\,v_I = v_{II}$

(O.Q.L. Murcia 2003)

7.44. La propanona reacciona con el iodo en disolución ácida según la ecuación química:

$$CH_3 - CO - CH_3(l) + I_2(l) \xrightarrow{H^+} CH_3 - CO - CH_2I\ (l) + HI\ (g)$$

Los datos obtenidos al estudiar la reacción vienen dados en la siguiente tabla:

[propanona], M	$[I_2]$, M	$[H^+]$, M	Velocidad relativa
0,01	0,01	0,01	1
0,02	0,01	0,01	2
0,02	0,02	0,01	2
0,02	0,01	0,02	4

¿Cual es la ecuación de velocidad para esta reacción?

a) $v = k\ [CH_3COCH_3]\ [I_2]$
b) $v = k\ [CH_3COCH_3]^2$
c) $v = k\ [CH_3COCH_3]\ [I_2]\ [H^+]$
d) $v = k\ [CH_3COCH_3]\ [H^+]$

(O.Q.L. Murcia 2003)

7.45. La síntesis del amoníaco:

$$N_2\ (g) + 3\ H_2\ (g) \longleftrightarrow 2\ NH_3\ (g) \qquad \Delta H < 0$$

requiere un catalizador para aumentar la velocidad de la reacción porque:

a) Rebaja la energía de activación de la reacción directa pero no de la inversa.
b) Disminuye la energía libre del proceso y lo hace más espontáneo y, por tanto, más rápido.
c) Se consigue que la reacción sea más exotérmica.
d) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Murcia 2004)

7.46. Es habitual encontrar a nuestro alrededor joyas fabricadas con oro. Sin embargo, cuando ponemos oro en polvo finamente dividido en una atmósfera de oxígeno puro podemos llegar a observar como espontáneamente se produce una llama. Por tanto:

a) Debemos tener cuidado con las joyas por si produjeran quemaduras.
b) Podemos concluir que la oxidación del oro es un proceso endotérmico.
c) La velocidad de reacción aumenta con la superficie de contacto entre reactivos.
d) La energía de activación en la oxidación del oro es tremendamente alta.

(O.Q.L. Murcia 2004)

7.47. En una reacción espontánea:

a) La velocidad de reacción aumenta al subir la temperatura.
b) La velocidad de reacción disminuye al subir la temperatura.
c) La velocidad de reacción no cambia al subir la temperatura.
d) La velocidad de reacción es demasiado alta para poder medirla.

(O.Q.L. Murcia 2004)

7.48. Dada una reacción química que se puede producir tanto de forma directa como inversa y sabiendo que la reacción directa es endotérmica, podemos afirmar que:

a) La energía de activación de ambas será la misma.
b) La energía de activación de la inversa será menor que la directa.
c) No tenemos información para afirmar nada respecto a la relación entre sus energías de activación.
d) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Murcia 2004)

7.49. Una reacción $A \longrightarrow B$, transcurre al 50% en 30 minutos. ¿Cuánto tiempo debe pasar desde el inicio de la reacción hasta que transcurre el 75%, suponiendo que es de primer orden?

a) 45 minutos
b) 75 minutos
c) 60 minutos
d) Para calcularlo tenemos que conocer la constante de reacción.

(O.Q.L. Murcia 2005)

7.50. La reacción:

$$A + 2\,B \longrightarrow C + 2\,D \qquad \text{tiene } \Delta H = +25 \text{ kJ}$$

¿Cuál será el valor de la energía de activación?
a) -25 kJ
b) 25 kJ
c) Menos de 25 kJ
d) Más de 25 kJ

(O.Q.L. Murcia 2005)

7.51. Para una determinada reacción química se propone el siguiente mecanismo:

$$A + B \longrightarrow C + D$$
$$3\,D \longrightarrow 2\,E$$
$$2\,E + B \longrightarrow 3\,A + F$$

a la vista del mismo, se puede asegurar que:
a) A y B son reactivos, F es el único producto y C, D y E son especies intermedias.
b) D y E so catalizadores, A y B son reactivos y F es el único producto.
c) B es el único reactivo, A es un catalizador y los productos son C y F.
d) B es el único reactivo y los productos son A, C E y F.

(O.Q.L. Murcia 2006)

7.52. Hace mucho tiempo que se quema la madera para calentarse. Sin embargo, si se quiere disponer de este calor, el paso previo es encender el fuego. Esto es debido a que a temperatura ambiente:
a) Las moléculas no pueden superar la energía de activación.
b) La reacción no es espontánea.
c) La reacción es espontánea.
d) La madera utilizada no está seca.

(O.Q.L. Murcia 2006)

7.53. Una vez encendido el fuego, la madera se quema hasta que se agota. Esto debe indicar que:
a) El valor de ΔG pasa de positivo a negativo una vez iniciado el proceso.
b) Al aumentar la temperatura cambia la velocidad de reacción.
c) Al ser una reacción exotérmica cambia la energía de activación.
d) La madera es de pino resinero.

(O.Q.L. Murcia 2006)

7.54. Muchos de los modernos pegamentos de acción rápida y gran fortaleza se basan en la reacción de polimerización del cianoacrilato. En esta reacción el vapor de agua de la atmósfera actúa como catalizador. Por tanto:
a) En ausencia de agua DG de la reacción es positivo.
b) Cuando se produzca la reacción se va a consumir agua.
c) La energía de activación del proceso cambia con la humedad del ambiente.
d) El proceso de envasado del pegamento se ha de realizar en una atmósfera seca.

(O.Q.L. Murcia 2006)

7.55. Cuando se dice que una reacción es explosiva, se puede afirmar que:
a) Con eso no se tiene información ni de su cinética ni de su entalpía.
b) Es rápida pero no sabe nada de su entalpía.
c) Es exotérmica pero no se sabe nada de su cinética.
d) Es rápida y exotérmica.

(O.Q.L. Murcia 2006)

7.56. Si la reacción A + B ⟶ C es exotérmica y su ecuación de velocidad es:

$v = k\,[A]^2[B]$

puede decirse que:

a) La reacción es de orden 3.
b) Si se aumenta la concentración de A la velocidad se multiplica por 2.
c) Si se aumenta la temperatura la velocidad no varía.
d) Si se añade un catalizador positivo la velocidad no varía.

(O.Q.L. Murcia 2006)

7.57. La teoría de los choques expresa algunas veces la velocidad de reacción (v) de la forma siguiente:

$v = p\,Z\,exp\,(-E_a/RT)$

siendo Z la frecuencia de los choques, la exponencial la probabilidad de que la energía de un choque sea igual o mayor que E_a y el factor estérico p proporciona una explicación de:

a) Los choques moleculares.
b) Los choques con energía insuficiente.
c) Los choques con energía suficiente.
d) Los choques con orientación favorable.

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

7.58. La teoría de los choques para las reacciones químicas establece que:

a) En cada choque molecular tiene lugar una reacción química.
b) Sólo se producen choques energéticos.
c) Las velocidades de reacción son del orden de las velocidades moleculares.
d) La velocidad es directamente proporcional al número de choques por segundo.

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

7.59. En la reacción de combustión del carbón, éste debe calentarse previamente, ¿por qué?

a) La reacción de combustión es endotérmica.
b) El número de moléculas que pueden sobrepasar la barrera de activación es mayor.
c) La reacción de combustión es exotérmica.
d) La reacción a temperatura ambiente no es espontánea.

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

7.60. En una reacción cuya ΔH = 15 kJ tiene una anergía de activación de 70 kJ. Si se introduce un catalizador la energía de acticación baja a 40 kJ. ¿Cuánto vale ΔH para la reacción catalizada?

a) -15 kJ
b) 15 kJ
c) 45 kJ
d) -45 kJ

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

7.61. Si el orden de una reacción respecto al componente A es cero, eso quiere decir que:

a) La velocidad de reacción es independiente de la concentración de A.
b) La velocidad de reacción es independiente de la temperatura.
c) La velocidad de reacción no puede determinarse experimentalmente.
d) La reacción no es apreciable

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

7.62. En una reacción A + B ⟶ C, con una ecuación de velocidad:

$v = k\,[A]^{1/2}[B]$

indique cuál de las siguientes proposiciones es falsa:

a) Si la concentración de B se reduce a la mitad la velocidad se reduce a la mitad.
b) Si las concentraciones de A y B se duplican la velocidad no se modifica.
c) El orden de reacción es 1,5.
d) El orden de reacción respecto a A es 0,5.

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

SOLUCIONES									
7.1	e	7.2	b	7.3	c	7.4	b	7.5	c
7.6	c	7.7	b	7.8	c	7.9	d	7.10	e
7.11	a	7.12	d	7.13	d	7.14	c	7.15	c
7.16	c	7.17	d	7.18	c	7.19	c	7.20	b
7.21	c	7.22	d	7.23	a	7.24	d	7.25	c
7.26	b	7.27	c	7.28	c	7.29	d	7.30	a
7.31	c	7.32	c	7.33	c	7.34	d	7.35	b
7.36	a	7.37	c	7.38	c	7.39	b	7.40	a
7.41	b	7.42	d	7.43	c	7.44	d	7.45	d
7.46	c	7.47	a	7.48	b	7.49	c	7.50	d
7.51	c	7.52	a	7.53	b	7.54	c	7.55	d
7.56	a	7.57	d	7.58	d	7.59	b	7.60	b
7.61	a	7.62	b						

8. EQUILIBRIO QUÍMICO

8.1. Para la reacción:

$$2\ SO_2\ (g) + O_2\ (g) \longleftrightarrow 2\ SO_3\ (g) \qquad K_c = 13 \text{ a } 900\ K.$$

¿Cuál es el valor de K_p a la misma temperatura?

a) 13
b) 0,0024
c) 960
d) 0,18
e) 0,77
($R = 0{,}0821$ atm·L·$K^{-1}mol^{-1}$)

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

8.2. Para la siguiente reacción:

$$NO\ (g) + CO\ (g) \longleftrightarrow ½\ N_2\ (g) + CO_2\ (g) \qquad \Delta H = -374\ kJ$$

¿Qué condiciones favorecen la conversión máxima de reactivos a productos?

a) Alta temperatura y baja presión.
b) Baja temperatura y baja presión.
c) Alta temperatura y alta presión.
d) Baja temperatura y alta presión.
e) Ninguna de estas condiciones.

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Murcia 2006)

8.3. Para la siguiente reacción:

$$2\ H_2O\ (g) + 2\ Cl_2\ (g) \longleftrightarrow 4\ HCl\ (g) + O_2\ (g) \qquad K_p = 8{,}0 \text{ a } 900\ K.$$

Si las presiones iniciales de H_2O (g) y Cl_2 (g) son 0,10 atm cada una y las presiones de HCl (g) y O_2 (g) son 0,25 atm cada una, ¿cuál de las siguientes proposiciones es correcta?

a) $Q_p < K_p$ y la reacción tiene lugar hacia la derecha.
b) $Q_p > K_p$ y la reacción tiene lugar hacia la izquierda.
c) $Q_p < K_p$ y la reacción tiene lugar hacia la izquierda.
d) $Q_p > K_p$ y la reacción tiene lugar hacia la derecha.
e) La reacción está en equilibrio.

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Sevilla 2004)

8.4. Para la reacción:

$$3\ Fe\ (s) + 4\ H_2O\ (g) \longleftrightarrow Fe_3O_4\ (s) + 4\ H_2\ (g)$$

Un aumento en el volumen del recipiente de reacción produce el siguiente efecto sobre el equilibrio:

a) No se produce ningún cambio.
b) El valor de K_p disminuye.
c) Se produce más H_2 (g).
d) Se produce más H_2O (g).
e) El valor de K_p aumenta.

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

8.5. La energía libre de formación del NO (g) es 86,69 kJ·mol^{-1} a 25°C y 1 atm. Sabiendo que R = 8,314 J·K^{-1}·mol^{-1} la constante de equilibrio de la reacción:

$$N_2\ (g) + O_2\ (g) \longleftrightarrow 2\ NO\ (g) \qquad \text{es:}$$

a) $1{,}57 \cdot 10^{-31}$
b) $1{,}07 \cdot 10^{30}$
c) $2{,}47 \cdot 10^{30}$
d) $7{,}24 \cdot 10^{-31}$
e) $4{,}06 \cdot 10^{-31}$

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

8.6. Para la siguiente reacción:

$$4\ NH_3\ (g) + 7\ O_2\ (g) \longleftrightarrow 2\ N_2O_4\ (g) + 6\ H_2O\ (g)$$

Si inicialmente $[N_2O_4] = [H_2O] = 3,60$ mol/L, y en el equilibrio la concentración de agua que queda sin reaccionar es $[H_2O] = 0,60$ mol/L, calcule la concentración de equilibrio de NH_3 (g) en mol/L.

a) 3,00
b) 2,00
c) 2,40
d) 0,90
e) Se necesita la constante de equilibrio para el cálculo.

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

8.7. Para la siguiente reacción:

$$N_2O_4\ (g) \longleftrightarrow 2\ NO_2\ (g) \qquad \Delta H = +58,2\ kJ$$

¿Cuál de las siguientes modificaciones producirá un aumento en la concentración de NO_2 (g)?

a) Un aumento de la temperatura.
b) Una disminución del volumen.
c) La concentración de NO_2 (g) permanecerá constante ya que está en el equilibrio.
d) Un aumento de la presión.
e) Una disminución de la temperatura.

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

8.8. La posición de equilibrio no se ve afectada apreciablemente por cambios en el volumen del recipiente para la reacción:

a) N_2 (g) + O_2 (g) $\longleftrightarrow$ 2 NO (g)
b) P_4 (s) + 6 Cl_2 (g) $\longleftrightarrow$ 4 PCl_3 (l)
c) N_2 (g) + 3 H_2 (g) $\longleftrightarrow$ 2 NH_3 (g)
d) H_2 (g) + I_2 (s) $\longleftrightarrow$ 2 HI (g)
e) H_2O_2 (l) $\longleftrightarrow$ H_2O (l) + ½ O_2 (g)

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

8.9. Para la reacción:

$$NH_2CO_2NH_4\ (s) \longleftrightarrow 2\ NH_3\ (g) + CO_2\ (g),$$

en el equilibrio la presión total del gas es 0,843 atm a 400 K. La constante de equilibrio K_p a esta temperatura es:

a) 0,0222
b) 0,00701
c) 0,843
d) 0,0888
e) 0,599

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

8.10. Para la reacción:

$$4\ NH_3\ (g) + 7\ O_2\ (g) \longleftrightarrow 2\ N_2O_4\ (g) + 6\ H_2O\ (g)$$

Si inicialmente $[N_2O_4] = [H_2O] = 3,60$ mol/L, y en el equilibrio $[H_2O] = 0,60$ mol/L, calcule la concentración de equilibrio del O_2 (g) en mol/L.

a) 2,40
b) 0,70
c) 3,50
d) 3,00
e) Se necesita la constante de equilibrio para el cálculo.

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.N. Almería 1999)

8.11. Para la reacción química:

$$3\ Fe\ (s) + 4\ H_2O\ (g) \longleftrightarrow Fe_3O_4\ (s) + 4\ H_2\ (g),$$

la relación entre las constantes de equilibrio K_p y K_c es:

a) $K_p = K_c^{-2}$
b) $K_p = K_c\ /RT$
c) $K_p = K_c\ /(RT)^2$
d) $K_p = K_c$
e) $K_p = K_c\ (RT)^2$

(O.Q.N. Burgos 1998)

8.12. El equilibrio:

$N_2\ (g) \longleftrightarrow 2\ N\ (g)$ *a temperatura constante.*

a) No varía si se añade Ar a presión constante.
b) No varía si se introduce Ar a volumen constante.
c) No varía si se reduce el volumen del recipiente.
d) Sólo cambia si se modifica la presión.
e) Al aumentar el volumen del recipiente al doble, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda.

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Extremadura 2005)

8.13. Para la reacción:

$$MgCl_2\ (s) + ½\ O_2\ (g) \longleftrightarrow MgO\ (s) + Cl_2\ (g) \quad K_P = 2{,}98.$$

Calcule la constante de equilibrio para la reacción:

$$2\ Cl_2\ (g) + 2\ MgO\ (s) \longleftrightarrow 2\ MgCl_2\ (s) + O_2\ (g)$$

a) 0,113
b) -8,88
c) 0,336
d) 1,73
e) 5,99

(O.Q.N. Almería 1999)

8.14. La reacción directa del sistema en equilibrio:

$$CO\ (g) + 2\ H_2\ (g) \longleftrightarrow CH_3OH\ (g)$$

es exotérmica. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones respecto a dicho equilibrio es correcta?

a) La constante de equilibrio será mayor a 473 K que a 373 K.
b) Si aumentamos la presión de la mezcla en equilibrio, a una determinada temperatura, la proporción de CH_3OH (g) en ella aumentará.
c) La unidad que debe corresponderle a la constante de equilibrio K_C es $mol{\cdot}dm^{-3}$.
d) La adición de un catalizador adecuado a la mezcla en equilibrio, a una determinada temperatura y presión, hará que se incremente la proporción de CH_3OH (g) en ella.
e) Si se redujese la concentración de CO (g) y se dejara evolucionar al sistema, en el nuevo equilibrio, aumentaría la proporción de CH_3OH (g) en la mezcla, a una determinada presión y temperatura.

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

8.15. Para las reacciones:

$$2\ SO_2\ (g) + O_2\ (g) \longleftrightarrow 2\ SO_3\ (g) \quad [1]$$

$$SO_2\ (g) + ½\ O_2\ (g) \longleftrightarrow SO_3\ (g) \quad [2]$$

se cumple, a la misma temperatura, que:

a) $K_{p1} = K_{p2}$
b) $K_{p1} = (K_{p2})^2$
c) $K_{p1} = 2\ K_{p2}$
d) $K_{p1} = (K_{p2})^{½}$
e) $K_{p1} = ½\ K_{p2}$

(O.Q.N. Murcia 2000)

8.16. Para la reacción química 1 se sabe que $\Delta G° = 0$; para la reacción química 2 se sabe que $\Delta G° < 0$; para la reacción química 3 se sabe que $\Delta G° > 0$. Si llamamos K_1, K_2 y K_3, respectivamente, a las correspondientes constantes termodinámicas de equilibrio. ¿Cuál de las siguientes ordenaciones es la correcta?

a) $K_1 > K_2 > K_3$
b) $K_2 > K_1 > K_3$
c) $K_3 > K_2 > K_1$
d) $K_3 > K_1 > K_2$
e) $K_1 = K_2 = K_3$

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Murcia 2003)

8.17. A partir de las constantes de equilibrio de las siguientes reacciones:

$$\text{i) } N_2O\ (g) + \tfrac{1}{2}\ O_2\ (g) \longleftrightarrow 2\ NO\ (g) \qquad K = 1{,}7\cdot10^{-13}$$

$$\text{ii) } N_2\ (g) + O_2\ (g) \longleftrightarrow 2\ NO\ (g) \qquad K = 4{,}1\cdot10^{-31}$$

El valor de la constante de equilibrio para la siguiente reacción:

$$N_2\ (g) + \tfrac{1}{2}\ O_2\ (g) \longleftrightarrow N_2O\ (g) \text{ es:}$$

a) $7{,}0\cdot10^{-44}$
b) $4{,}2\cdot10^{17}$
c) $2{,}4\cdot10^{-18}$
d) $1{,}6\cdot10^{-9}$
e) $2{,}6\cdot10^{-22}$

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Extremadura 2003) (O.Q.L. Extremadura 2005)

8.18. Para la reacción:

$$H_2\ (g) + I_2\ (g) \longleftrightarrow 2\ HI\ (g),$$

el valor de K_c a 1100 K es 25. Si inicialmente sólo existe HI (g) con concentración de 4,00 $mol\cdot L^{-1}$, ¿cuál será la concentración de I_2 (g) en el equilibrio, expresada en $mol\cdot L^{-1}$?

a) 0,363
b) 2,00
c) 0,667
d) 0,571
e) 0,148

(O.Q.N. Barcelona 2001)

8.19. Para la reacción:

$$2\ HgO\ (s) \longleftrightarrow 2\ Hg\ (l) + O_2\ (g)$$

la expresión de la constante de equilibrio es:

a) $K_c = [O_2][Hg]^2/[HgO]^2$
b) $K_c = [O_2]$
c) $K_c = [Hg]^2/[HgO]^2$
d) $K_c = 1/[O_2]$
e) $K_c = [H_2]/[HCl]^2$

(O.Q.N. Barcelona 2001)

8.20. La constante de equilibrio para la reacción:

$$NH_4HS\ (s) \longleftrightarrow NH_3\ (g) + H_2S\ (g) \qquad \text{es } K_c = 1{,}2\cdot10^{-4} \text{ a } 25°C.$$

Cuando una muestra de NH_4HS (s) se encierra en un recipiente a 25°C, la presión parcial de NH_3 en el equilibrio con el sólido es:

a) $7{,}2\cdot10^{-2}$ atm
b) 0,27 atm
c) $1{,}1\cdot10^{-2}$ atm
d) 0,8 atm
e) $1{,}2\cdot10^{-4}$ atm

(O.Q.N. Oviedo 2002)

8.21. La siguiente afirmación:
"La constante de equilibrio de una reacción exotérmica disminuye cuando aumenta la temperatura".
a) Es falsa.
b) Es cierta siempre.
c) Es cierta sólo para reacciones espontáneas.
d) Es cierta sólo para reacciones no espontáneas.
e) Es cierta sólo para reacciones en fase gaseosa.

(O.Q.N. Tarazona 2003)

8.22. Se quiere eliminar el vapor de agua de un recipiente. Utilizando la siguiente información, ¿cuál será la reacción correspondiente al mejor reactivo desecante?
a) $Cu (s) + H_2O (g) \longleftrightarrow CuO (s) + H_2 (g)$ $K_c = 2 \cdot 10^{-18}$
b) $CO (g) + H_2O (g) \longleftrightarrow CO_2 (g) + H_2 (g)$ $K_c = 100$
c) $CO (g) + H_2 (g) \longleftrightarrow C (s) + H_2O (g)$ $K_c = 2 \cdot 10^{17}$
d) $2 H^+ (ac) + SO_4^{2-} (ac) \longleftrightarrow SO_3 (g) + H_2O (g)$ $K_c = 10^{-28}$
e) $GdOCl (s) + 2 HCl (g) \longleftrightarrow H_2O (g) + GdCl_3 (s)$ $K_c = 0,12$

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

8.23. Cuando se disuelve en agua α-d-glucosa, sufre una conversión parcial a β-d-glucosa con propiedades físicas ligeramente diferentes. Esta conversión de nominada mutarrotación se detiene cuando el 63,6% de la glucosa está en forma β. ¿Cuál sería la K del equilibrio de mutarrotación?
a) $1,75 \cdot 10^{-3}$
b) 0,636
c) $6,36 \cdot 10^{-5}$
d) $6,36 \cdot 10^{13}$
e) 1,75

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

8.24. La sacarosa-P se sintetiza por reacción de fructosa y glucosa-P, según:

fructosa (ac) + glucosa-P (ac) $\longleftrightarrow$ sacarosa-P (ac)

La constante de equilibrio es 0,05. ¿Hasta qué volumen debe ser diluida una disolución que contiene 0,05 moles de cada uno de los reactivos fructosa y glucosa-P para que en el equilibrio enzimático se tenga un 3% de conversión a sacarosa-P?
a) 0,0078 m^3
b) 78,4 cm^3
c) 784 mL
d) 7,84 L
e) 0,784 dm^3

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

8.25. Para la siguiente reacción:

$N_2O_4 (g) \longleftrightarrow 2 NO_2 (g)$ *el valor de* $K_c = 5,8 \cdot 10^{-3}$.

Si la concentración inicial de N_2O_4 (g) = 0,040 M y la concentración inicial de NO_2 (g) es 0 M, ¿cuál es la concentración de equilibrio de N_2O_4 (g)?
a) $1,7 \cdot 10^{-2}$ M
b) $3,3 \cdot 10^{-2}$ M
c) $9,4 \cdot 10^{-3}$ M
d) $1,2 \cdot 10^{-4}$ M
e) $2,3 \cdot 10^{-4}$ M

(O.Q.N. Luarca 2005)

8.26. Considere la siguiente reacción química en equilibrio:

$$2\ H_2O\ (g) + 2\ Cl_2\ (g) \longleftrightarrow 4\ HCl\ (g) + O_2\ (g)$$

Este equilibrio puede desplazarse hacia la derecha por:
a) Eliminación de H_2O (g) de la mezcla.
b) Adición de más O_2 (g) a la mezcla.
c) Adición de Ne (g) a la mezcla.
d) Disminución del volumen de la mezcla.
e) Aumento del volumen de la mezcla.

(O.Q.N. Luarca 2005)

8.27. Se introduce una cierta cantidad de P_4O_{10} (s) en un recipiente a 400 K y se espera a que se alcance el equilibrio de la siguiente reacción:

$$P_4O_{10}\ (s) \longleftrightarrow P_4\ (g) + 5\ O_2\ (g)$$

Si la presión total es de 1,86 atm, el valor de la K_p a dicha temperatura es:
a) $9{,}61\cdot10^{-2}$ atm^6
b) 11,16 atm^6
c) 2,78 atm^6
d) 0,36 atm^6
e) 41,41 atm^6

(O.Q.N. Vigo 2006)

8.28. Las energías libres estándar de formación de NO_2 (g) y de N_2O_4 (g) son respectivamente 12,39 Kcal/mol y 23,59 Kcal/mol. ¿Cuál es el valor de K_p a 25ºC para el equilibrio:

$$N_2O_4\ (g) \longleftrightarrow NO_2\ (g)?$$

a) 7,459
b) 0,134
c) $1{,}2\cdot10^{-3}$
d) 2,25
e) $2{,}3\cdot10^{2}$
(Dato: R = 8,314 $J\cdot K^{-1}\cdot mol^{-1}$)

(O.Q.N. Córdoba 2007)

8.29. En un matraz se realiza el vacío y se llena con metano a 0°C y 1,00 atm, al calentar a 1000°C la presión se eleva rápidamente a 4,66 atm pero se incrementa después hasta llegar a 6,34 atm debido a la disociación:

$$CH_4\ (g) \longleftrightarrow C\ (s) + 2\ H_2\ (g).$$

¿Cuál es el valor de K_p para el equilibrio anterior?
a) 1,68
b) 2,36
c) 3,79
d) 0,036
e) $2{,}2\cdot10^{-3}$

(O.Q.N. Córdoba 2007)

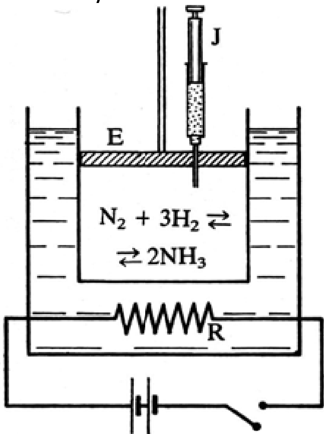
8.30. En un matraz de 2 L se pone hidrógenocarbonato de sodio sólido, se practica el vacío y se calienta a 100°C. A esta temperatura la presión del equilibrio:

$$2\ NaHCO_3\ (s) \longleftrightarrow Na_2CO_3\ (s) + H_2O\ (g) + CO_2\ (g), \text{ es de } 0{,}962 \text{ atm.}$$

La masa de $NaHCO_3$ (s) que se ha descompuesto será:
a) 0,231 g
b) 0,031 g
c) 2,67 g
d) 4,36 g
e) 5,28 g
(Datos: Masas atómicas de Na = 23,0; H = 1,0; C = 12,0; O = 16,0)

(O.Q.N. Córdoba 2007)

8.31. Imaginemos un sistema gaseoso en equilibrio como el de la figura.



Si se inyecta agua con la jeringuilla J (el amoníaco es muy soluble en agua), manteniendo el émbolo fijo y la temperatura constante.

a) Aumentará la concentración de hidrógeno.
b) El equilibrio no se afecta.
c) El equilibrio se desplaza hacia la formación de amoníaco.
d) El equilibrio se desplaza hacia la descomposición de amoníaco.
e) Aumentará la concentración de nitrógeno.

(O.Q.N. Córdoba 2007)

8.32. La composición volumétrica de la mezcla gaseosa que se obtiene en el siguiente proceso:

$$C\ (s) + S_2\ (g) \longleftrightarrow CS_2\ (g)\ (K_p = 5{,}60)\ \text{a}\ 1000°C\ \text{es:}$$

a) 15,15% de S_2 y 84,85% de CS_2
b) 21,01% de S_2 y 78,99% de CS_2
c) 84,85% de S_2 y 15,15% de CS_2
d) 10,20% de S_2 y 89,80% de CS_2
e) 30,15% de S_2 y 69,85% de CS_2

(O.Q.N. Córdoba 2007)

8.33. Dado el equilibrio químico en fase gaseosa:

$$N_2 + 3\ H_2 \longleftrightarrow 2\ NH_3$$

¿Cómo se obtendría mayor cantidad de amoníaco?

a) Aumentando la presión total del recipiente.
b) Disminuyendo la presión total del recipiente.
c) Disminuyendo la presión parcial del nitrógeno.
d) Disminuyendo la presión parcial del hidrógeno.

(O.Q.L. Madrid 2003)

8.34. En un equilibrio $K_p = K_c$ si:

a) Todas las especies son gases.
b) Se ha alcanzado el equilibrio.
c) Se produce en condiciones homogéneas.
d) La variación entre el número de moles gaseosos de productos y reactivos es nula.

(O.Q.L. Madrid 2003)

8.35. Para el equilibrio:

$$SO_2\ (g) + Cl_2\ (g) \longleftrightarrow SO_2Cl_2\ (g)$$

si se añade cloro, manteniendo la temperatura constante:
a) El equilibrio no se modifica.
b) Se produce un desplazamiento hacia los reactivos.
c) Se produce un desplazamiento hacia los productos.
d) Se produce un aumento de la constante de equilibrio.

(O.Q.L. Madrid 2003)

8.36. Sea la reacción exotérmica (ΔH° < 0) en equilibrio:

$$A\ (g) + 2\ B\ (g) \longleftrightarrow 3\ C\ (g)$$

donde A, B y C son sustancias que se comportan como gases ideales.
Indique cuál de las siguientes actuaciones desplazará el equilibrio hacia la derecha:
a) Una disminución de presión a temperatura constante.
b) Una disminución de la temperatura del sistema.
c) La adición de un catalizador.
d) La adición de C al sistema a temperatura y presión constante.

(O.Q.L. Madrid 2004)

8.37. La reacción:

$$N_2\ (g) + O_2\ (g) \longleftrightarrow 2\ NO\ (g)$$

se encuentra en equilibrio a unas determinadas condiciones de presión y temperatura. Al añadir nitrógeno a la mezcla, sucede que:
a) Nada, porque no se puede alterar el equilibrio.
b) Se desplaza el equilibrio a la izquierda, para que también aumente la concentración de O_2.
c) Disminuye el valor de la constante de equilibrio.
d) Se desplaza el equilibrio a la derecha, con el fin de compensar el efecto del aumento de la concentración de N_2.

(O.Q.L. Murcia 1996)

8.38. Para el equilibrio:

$$2\ NO_2\ (g) \longleftrightarrow 2\ NO\ (g) + O_2\ (g)$$

a) $K_p = K_c$
b) Se favorece la obtención del NO al aumentar la presión.
c) Se desplaza a la izquierda al añadir O_2.
d) Se desplaza a la derecha al añadir un catalizador.

(O.Q.L. Murcia 1996)

8.39. Una reacción química tiene una constante de equilibrio muy elevada. Por tanto:
a) El equilibrio se alcanzará rápidamente.
b) La mezcla de los reactivos puede ser explosiva.
c) La velocidad no dependerá de las concentraciones de los reactivos.
d) No se puede decir nada de la velocidad de la reacción.

(O.Q.L. Murcia 1996)

8.40. Una sustancia AB se descompone para formar A y B de acuerdo con la reacción:

$$AB\ (g) \longleftrightarrow A\ (g) + B\ (g)$$

siendo la constante de equilibrio 1,0. Si se introducen 2 moles de AB en un recipiente de un litro, al alcanzar el equilibrio el número total de moles será:
a) 2
b) 2,3333
c) 3
d) 4

(O.Q.L. Murcia 1996)

8.41. Suponga una reacción endotérmica en fase gaseosa del tipo 2 A $\longleftrightarrow$ B:
a) El equilibrio se desplaza a la izquierda al aumentar la presión.
b) Al aumentar la temperatura aumenta la constante de equilibrio.
c) La constante de equilibrio es independiente de la temperatura.
d) Ninguna de las anteriores es correcta.

(O.Q.L. Murcia 1996)

8.42. Para una determinada reacción química entre sustancias gaseosas se sabe que K_p = 100. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es cierta?
a) $\Delta G°$ = 0, puesto que el sistema se encuentra en equilibrio.
b) $\Delta G° < 0$
c) $\Delta G° > 0$
d) No podemos hacer ninguna afirmación relativa a $\Delta G°$.

(O.Q.L. Murcia 1997)

8.43. El proceso dado por la ecuación química:

$$Cl_2 (g) + PCl_3 (g) \longleftrightarrow PCl_5 (g)$$

puede decirse que está en equilibrio cuando:
a) Las constantes de velocidad se igualan.
b) La velocidad de la reacción directa y la velocidad de la reacción inversa son nulas.
c) Las velocidades de la reacción directa e inversa son iguales.
d) La velocidad de la reacción directa es doble de la velocidad de la reacción inversa.

(O.Q.L. Murcia 1997)

8.44. La reacción de formación del amoníaco es exotérmica. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?
a) La reacción es más rápida al aumentar la temperatura.
b) Al aumentar la presión disminuye la concentración de los reactivos y aumenta la de los productos.
c) Al aumentar la temperatura aumenta la concentración de los reactivos y disminuye la de los productos.
d) Al aumentar el volumen disminuye la concentración de los reactivos y aumenta la de los productos.

(O.Q.L. Murcia 1997)

8.45. Una vez alcanzado el equilibrio químico a una determinada temperatura, es incorrecto afirmar que:
a) Las concentraciones de cada uno de los reactivos y productos permanecen constantes.
b) Los reactivos dejan de transformarse en productos.
c) Las velocidades de las reacciones directa e inversa son iguales.
d) La variación de energía libre del sistema ($\Delta G_{sistema}$) es igual a 0.

(O.Q.L. Murcia 1998)

8.46. Para una determinada reacción en equilibrio se sabe que K_p a 300 K vale 1,0 y que K_p a 600 K vale 2,0; por tanto, se puede afirmar que:
a) K_p a 450 K vale 1,5.
b) El aumento de la presión del sistema favorece la formación de productos.
c) La reacción es endotérmica.
d) K_p aumenta al aumentar la presión.
e) La presión es una variable que no influye sobre la constante de equilibrio del sistema.

(O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. Castilla y León 2003)

8.47. Si la constante de equilibrio para la reacción:

$$2\ SO_2\ (g) + O_2\ (g) \longleftrightarrow 2\ SO_3\ (g)$$

es, a 800°C, $K_p = 9\ atm^{-1}$, el valor de dicha constante a la misma temperatura pero para el equilibrio dado por la ecuación:

$$SO_2\ (g) + \tfrac{1}{2}\ O_2\ (g) \longleftrightarrow SO_3\ (g)$$

debe ser:

a) $K_p = 9\ atm^{-1}$
b) $K_p = 3\ atm^{-1}$
c) $K_p = 4{,}5\ atm^{-1/2}$
d) $K_p = 3\ atm^{-1/2}$

(O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. Castilla y León 2003)

8.48. Sabiendo que:

$$2\ NO\ (g) \longleftrightarrow N_2\ (g) + O_2\ (g) \qquad \Delta H = -181{,}83\ kJ \cdot mol^{-1}.$$

¿Cuál de las siguientes afirmaciones será correcta para el equilibrio:

$$N_2\ (g) + O_2\ (g) \longleftrightarrow 2\ NO\ (g) \qquad ?$$

a) K_c es independiente de la temperatura.
b) K_c aumenta conforme aumenta la temperatura.
c) K_c disminuye cuando la temperatura aumenta.
d) K_c varía con la adición de NO (g) al sistema en reacción.

(O.Q.L. Murcia 1999)

8.49. ¿En cuál de las siguientes procesos se cumple que $K_c = K_p$, a la misma temperatura?

a) $CO\ (g) + \tfrac{1}{2}\ O_2\ (g) \longleftrightarrow CO_2\ (g)$
b) $C_2H_4\ (g) + H_2\ (g) \longleftrightarrow C_2H_6\ (g)$
c) $F_2\ (g) + H_2\ (g) \longleftrightarrow 2\ HF\ (g)$
d) $N_2O_4\ (g) \longleftrightarrow 2\ NO_2\ (g)$

(O.Q.L. Murcia 1999)

8.50. Con el fin de reducir la contaminación atmosférica provocada por el dióxido de azufre, se propone hacer pasar el aire a través de óxido de calcio a alta temperatura para que:

$$SO_2\ (g) + CaO\ (s) \longleftrightarrow CaSO_3\ (s)$$

cumpliéndose que:

a) $K_c = [SO_2]^{-1}$
b) $K_c = K_p\ (RT)$
c) $K_c = K_p\ (RT)^{-1}$
d) $K_p = p_{SO_2}$

(O.Q.L. Murcia 1999)

8.51. El Cl_2 puede obtenerse por oxidación del cloruro de hidrógeno en estado gaseoso, de acuerdo a la ecuación:

$$4\ HCl\ (g) + O_2\ (g) \longleftrightarrow 2\ H_2O\ (g) + 2\ Cl_2\ (g) \qquad \Delta H < 0.$$

Para aumentar el rendimiento del proceso, interesa:

a) Aumentar el volumen del recipiente, manteniendo constante la temperatura.
b) Aumentar la temperatura.
c) Aumentar la presión, manteniendo constante la temperatura.
d) Añadir un catalizador.

(O.Q.L. Murcia 1999)

8.52. Para la reacción en equilibrio:

$$2\ NO_2\ (g) \longleftrightarrow 2\ NO\ (g) + O_2\ (g)$$

la relación entre las constantes de equilibrio K_p y K_c debe ser:

a) $K_p = K_c /(RT)$
b) $K_p = K_c (RT)^2$
c) $K_p = K_c^{2/3}$
d) $K_p = K_c (RT)$

(O.Q.L. Murcia 2000)

8.53. Entre las sustancias R, S y Q se establece el siguiente equilibrio químico:

$$R\ (g) + Q\ (g) \longleftrightarrow S\ (g)$$

Si se mezclan R y Q en un matraz de 10 L de capacidad y se deja que reaccionen hasta que se alcance el equilibrio, a unas determinadas condiciones, la mezcla gaseosa contiene igual número de moles de R, Q y S. En tales condiciones la constante de equilibrio K_C vale 4 $mol \cdot dm^{-3}$. ¿Cuántos moles de S se han formado?

a) 0,25
b) 0,40
c) 2,0
d) 2,5

(O.Q.L. Murcia 2000)

8.54. Para el equilibrio:

$$C\ (s) + H_2O\ (g) \longleftrightarrow CO\ (g) + H_2\ (g) \qquad \Delta H > 0.$$

¿Cuál de las siguientes afirmaciones es incorrecta?

a) El aumento de la temperatura provocará el aumento de la concentración de CO y H_2 en el nuevo equilibrio.
b) El aumento de la presión no implicará variación alguna de las concentraciones de reactivos y productos.
c) Una disminución de la presión provocará un aumento de la concentración de CO y H_2.
d) Si se aumenta la concentración de H_2 se formará más agua.

(O.Q.L. Murcia 2000)

8.55. En cuál de los siguientes equilibrios químicos, en los que todas las especies están en estado gaseoso, al duplicar la presión, manteniendo la temperatura constante, se favorece la formación de una mayor cantidad de productos:

a) $H_2 + Cl_2 \longleftrightarrow 2\ HCl$
b) $2\ H_2 + O_2 \longleftrightarrow 2\ H_2O$
c) $N_2O_4 \longleftrightarrow 2\ NO_2$
d) $N_2 + O_2 \longleftrightarrow 2\ NO$

(O.Q.L. Murcia 2000)

8.56. En un recipiente se introduce una cierta cantidad de cloruro de amonio. Una vez cerrado herméticamente se calienta hasta 400 K para que se produzca la reacción de descomposición:

$$NH_4Cl\ (s) \longleftrightarrow NH_3\ (g) + HCl\ (g)$$

y alcance el equilibrio. Si la constante K_p para esta reacción y a dicha temperatura es $6 \cdot 10^{-19}$ atm^2, la presión a la que se encontrará la mezcla en el recipiente será de:

a) $1,55 \cdot 10^{-9}$ atm
b) $7,75 \cdot 10^{-10}$ atm
c) $6,00 \cdot 10^{-19}$ atm
d) No se puede calcular por falta de datos.

(O.Q.L. Murcia 2000)

8.57. Se hacen reaccionar iodo e hidrógeno para obtener, en equilibrio con los anteriores elementos, ioduro de hidrógeno. ¿De cuál de las siguientes magnitudes dependerá el valor de la constante K_p?

a) De la concentración inicial de hidrógeno.
b) De la temperatura.
c) De la presión a la que se encuentre el sistema.
d) De la cantidad de HI obtenido.

(O.Q.L. Murcia 2000)

8.58. Considerando el equilibrio dado por la ecuación:

$$PCl_5\ (g) \longleftrightarrow PCl_3\ (g) + Cl_2\ (g)$$

al disminuir la cantidad de cloro en la mezcla en equilibrio:

a) Aumenta la cantidad de PCl_3 (g) y disminuye la de PCl_5 (g).
b) Aumenta la cantidad de PCl_3 (g) y la de PCl_5 (g).
c) Aumenta la cantidad de PCl_5 (g) y disminuye la de PCl_3 (g).
d) Disminuye la cantidad de PCl_5 (g) y la de PCl_3 (g).

(O.Q.L. Murcia 2001)

8.59. Para el equilibrio imaginario indicado por la ecuación química:

$$a\ A + b\ B \longleftrightarrow c\ C + d\ D$$

se debe cumplir que:

a) La velocidad de la reacción directa es igual a la velocidad de la reacción inversa.
b) Las concentraciones de A y B pueden variar pero el producto de ambas, [A][B], debe permanecer constante.
c) No ocurre ningún tipo de reacción porque ya se ha alcanzado el equilibrio.
d) Los coeficientes estequiométricos de cada especie deben ser idénticos.

(O.Q.L. Murcia 2001)

8.60. Un recipiente cerrado, de volumen V cm^3, contiene 2 moles de un gas A. Cuando la temperatura es de 25°C, el gas se descompone de acuerdo con la ecuación química:

$$2\ A\ (g) \longleftrightarrow 2\ B\ (g) + C\ (g) \qquad \Delta H = 65\ kJ \cdot mol^{-1}$$

alcanzándose el equilibrio cuando en el recipiente están presentes x moles de C y la presión reinante es de P atm. ¿Cuántos moles forman la mezcla gaseosa en equilibrio?

a) 2-x
b) 2-2x
c) 2x
d) 2+x

(O.Q.L. Murcia 2001)

8.61. El dióxido de azufre reacciona con el oxígeno, en un recipiente cerrado, para formar trióxido de azufre, según la ecuación química:

$$2\ SO_2\ (g) + O_2\ (g) \longleftrightarrow 2\ SO_3\ (g)$$

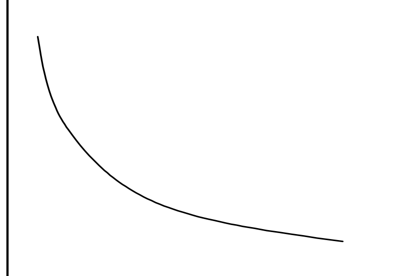
Una vez alcanzado el equilibrio en el recipiente de volumen fijo, se puede decir que:

a) Se ha gastado todo el SO_2 y O_2 iniciales.
b) El SO_2 y el O_2 ya no reaccionan para formar SO_3.
c) El SO_3 no se descompone para dar SO_2 y O_2.
d) La cantidad de SO_3 permanece invariable.

(O.Q.L. Murcia 2001)

8.62. Al representar el % de producto presente en una mezcla en reacción (eje Y) frente a la presión una vez alcanzado el equilibrio (eje X), se obtiene la gráfica de la figura. ¿A qué sistema en equilibrio debe corresponderle esta gráfica?

a) N_2 (g) + O_2 (g) $\longleftrightarrow$ 2 NO (g)
b) N_2O_4 (g) $\longleftrightarrow$ 2 NO_2 (g)
c) 3 H_2 (g) + N_2 (g) $\longleftrightarrow$ 2 NH_3 (g)
d) H_2 (g) + I_2 (g) $\longleftrightarrow$ 2HI (g)



(O.Q.L. Murcia 2002)

8.63. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones, referidas al equilibrio químico, es correcta?
a) El valor de las constantes K_c y K_p sólo depende de la temperatura a la que se alcance el equilibrio.
b) Para los equilibrios químicos en fase gaseosa K_c y K_p son iguales.
c) El grado de disociación indica la cantidad de moles de sustancia que se han disociado una vez alcanzado el equilibrio.
d) La presión siempre influye sobre un equilibrio químico.

(O.Q.L. Murcia 2002)

8.64. En cuál de las siguientes reacciones en equilibrio se cumple que K_c y K_p tienen distinto valor a una temperatura dada:
a) H_2O (g) + CO (g) $\longleftrightarrow$ H_2 (g) + CO_2 (g)
b) I_2 (g) + H_2 (g) $\longleftrightarrow$ 2 HI (g)
c) SO_2 (g) + NO_2 (g) $\longleftrightarrow$ SO_3 (g) + NO (g)
d) C (s) + CO_2 (g) $\longleftrightarrow$ 2 CO (g)

(O.Q.L. Murcia 2002)

8.65. En el equilibrio:

$$Hb(O_2)_4 \text{ (dis)} + 4\ CO \text{ (g)} \longleftrightarrow Hb(CO)_4 \text{ (dis)} + 4\ O_2 \text{ (g)}$$

donde Hb indica hemoglobina, ¿cómo deberíamos actuar en los casos de envenenamiento por monóxido de carbono?
a) Disminuyendo la presión de oxígeno.
b) Aumentando la presión de oxígeno.
c) Disminuyendo la concentración de hemoglobina.
d) Metiéndose en una bañera.

(O.Q.L. Murcia 2002)

8.66. La expresión correcta para la constante del equilibrio:

$$P_4 \text{ (s)} + 5\ O_2 \text{ (g)} \longleftrightarrow P_4O_{10} \text{ (s)} \qquad \text{es:}$$

a) $K_c = \dfrac{[P_4O_{10}]}{[P_4]\,[O_2]^5}$

b) $K_c = \dfrac{[P_4O_{10}]}{5\,[P_4]\,[O_2]}$

c) $K_c = [O_2]^5$

d) $K_c = \dfrac{1}{[O_2]^5}$

(O.Q.L. Murcia 2002)

8.67. La siguiente reacción:

$$N_2O_4\ (g) \longleftrightarrow 2\ NO_2\ (g)$$

alcanza el equilibrio a la temperatura de 150°C siendo K_c = 3,20 moles/L. ¿Cuál debe ser el volumen del reactor en el que transcurre la reacción para que en él estén en equilibrio 1 mol de N_2O_4 y 2 moles de NO_2?

a) 1,60 L
b) 0,80 L
c) 1,25 L
d) 2,50 L

(O.Q.L. Murcia 2003)

8.68. En un recipiente vacío se introduce cierta cantidad de hidrógenocarbonato de sodio sólido y se calienta hasta 120°C. Cuando se alcanza el equilibrio dado por la ecuación química:

$$2\ NaHCO_3\ (s) \longleftrightarrow Na_2CO_3\ (s) + CO_2\ (g) + H_2O\ (g)$$

la presión en el interior del recipiente es de 2,26 atm. Indique el valor de K_p para dicho proceso en las citadas condiciones.

a) 6,63 atm^2
b) 5,12 atm^2
c) 1,28 atm^2
d) 1,13 atm^2

(O.Q.L. Murcia 2003)

8.69. Considere la reacción en equilibrio

$$2\ NO\ (g) \longleftrightarrow N_2\ (g) + O_2\ (g)$$

¿Qué le ocurrirá a la concentración de NO cuando, sin variar la temperatura, disminuyamos hasta 1/3 de su valor inicial el volumen del recipiente que contiene la mezcla gaseosa en equilibrio?

a) Se triplicará.
b) Se hará seis veces mayor.
c) Se reducirá a la tercera parte.
d) No variará.

(O.Q.L. Murcia 2003)

8.70. Considere el siguiente sistema en reacción en un recipiente cerrado y una vez alcanzado el equilibrio:

$$CaCO_3\ (s) \longleftrightarrow CaO\ (s) + CO_2\ (g) \qquad \Delta H° = 178{,}3\ kJ \cdot mol^{-1}.$$

A una temperatura determinada, ¿quién será proporcional a la constante de equilibrio?

a) Las cantidades de $CaCO_3$ (s), CaO (s) y CO_2 (g) en el equilibrio.
b) La cantidad inicial de CO_2 (g).
c) La cantidad de CO_2 (g) en el equilibrio.
d) La cantidad de $CaCO_3$ (s) inicial.

(O.Q.L. Murcia 2003)

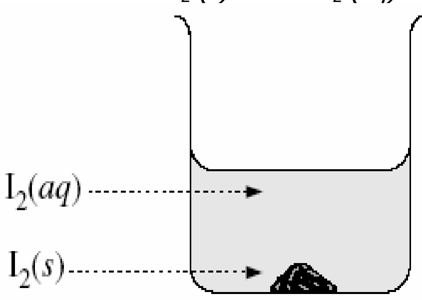
8.71. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es falsa:

a) Se alcanza el equilibrio químico cuando la concentración de reactivos es igual a la concentración de productos.
b) Se alcanza el equilibrio químico cuando la velocidad de la reacción inversa se iguala a la velocidad de la reacción directa.
c) Al aumentar la temperatura de un sistema en equilibrio éste evoluciona favoreciendo la reacción endotérmica.
d) En un sistema en equilibrio, un catalizador disminuye, en la misma magnitud, la energía de activación requerida para la reacción directa y para la inversa.

(O.Q.L. Murcia 2003)

8.72. El yodo es un sólido poco soluble en agua, en la que origina una disolución marrón. El sistema de la figura $I_2\ (s) \longleftrightarrow I_2\ (aq)$ *está en equilibrio y se añade más yodo sólido. ¿Qué ocurrirá?:*

a) La disolución se teñirá de marrón más oscuro.
b) La disolución tomará color marrón más claro.
c) No tendrá efecto en el equilibrio.
d) Aumentará la concentración de I_2 (ac).

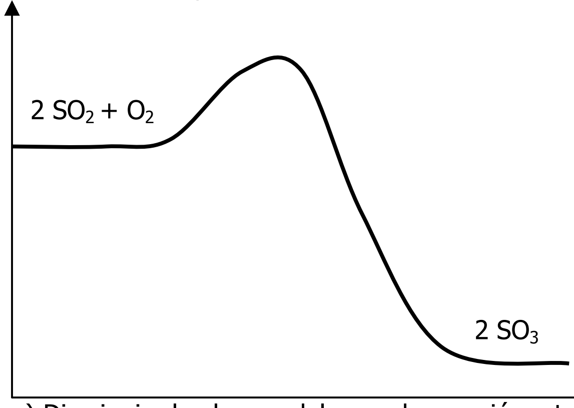


(O.Q.L. Murcia 2004)

8.73. El trióxido de azufre se utiliza industrialmente para preparar ácido sulfúrico. Se forma por la combinación de dióxido de azufre con un exceso de aire.
El V_2O_5 puede utilizarse como catalizador de la reacción:

$$2\ SO_2\ (g) + O_2\ (g) \longleftrightarrow 2\ SO_3\ (g)$$

El perfil de energía para esta reacción aparece en la figura adjunta.



¿Cuál de las siguientes actuaciones modificará el equilibrio en el sentido de aumentar la formación de trióxido de azufre al tiempo que aumente la velocidad de reacción?

a) Disminuir el volumen del vaso de reacción a temperatura constante.
b) Incrementar la temperatura del vaso de reacción a presión constante.
c) Disminuir la temperatura del vaso de reacción a presión constante.
d) Incrementar la cantidad de pentóxido de vanadio.

(O.Q.L. Murcia 2004)

8.74. Si se aumenta la temperatura, la constante del equilibrio:

$$N_2O_4\ (g) \longleftrightarrow 2\ NO_2\ (g) \qquad \Delta H = 54{,}8\ kJ \cdot mol^{-1}.$$

a) No cambia pero el equilibrio se alcanza más deprisa.
b) No cambia pero el equilibrio se alcanza más despacio.
c) Aumenta.
d) Disminuye.

(O.Q.L. Murcia 2005)

8.75. La constante de equilibrio (K_c) de una reacción siempre tiene como unidades:

a) Moles/litro.
b) Es adimensional.
c) Las mismas que K_X.
d) No se pueden precisar, dependerá de las especies y estequiometría de la reacción.

(O.Q.L. Murcia 2005)

8.76. Para el sistema en equilibrio:

$$2\,A\,(g) + B\,(g) \longleftrightarrow 2\,C\,(g) \qquad \Delta H < 0.$$

a) La velocidad de reacción será mayor a 1000°C que a 640°C.
b) Si la presión total de la mezcla en equilibrio es de 1 atm, entonces $K_c = K_p$.
c) Al aumentar la presión total aumenta K_p.
d) Si se expande el sistema, a temperatura constante, se favorece la formación de C.

(O.Q.L. Murcia 2005)

8.77. Con respecto al equilibrio químico puede afirmarse que:

a) La función de un catalizador es la sustitución del mecanismo de reacción por otro con una energía de activación más baja.
b) La presencia de un catalizador hace más positivo el valor de la constante de equilibrio, al aumentar la concentración de los productos con respecto a la de los reactivos.
c) La presencia de un catalizador en una reacción reversible desplaza el equilibrio hacia la derecha.
d) Los catalizadores sólo tienen efecto en los equilibrios homogéneos.

(O.Q.L. Murcia 2005)

8.78. Un recipiente contiene en equilibrio hielo y agua líquida a 0ºC y 1 atm. Si se aumenta la presión manteniendo constante la temperatura:

a) Se formará más hielo.
b) Se formará más líquido.
c) Se sublimará parte del hielo.
d) Parte del agua líquida pasará a vapor.

(O.Q.L. Murcia 2006)

8.79. El valor de K_p para el equilibrio:

$$N_2O_4\,(g) \longleftrightarrow 2\,NO_2\,(g)$$

a 25°C, sabiendo $K_c = 0{,}040$ a esa temperatura es:

a) 2,0
b) 1,0
c) 0,5
d) 0,98

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

8.80. Predecir el efecto de un incremento de la presión sobre los equilibrios:

$$1)\ N_2O_4\,(g) \longleftrightarrow 2\,NO_2\,(g)$$

$$2)\ H_2\,(g) + I_2\,(g) \longleftrightarrow 2\,HI\,(g)$$

a) En la 1 hacia la izquierda, en la 2 hacia la derecha.
b) En la 1 hacia la derecha, en la 2 hacia la derecha.
c) En la 1 hacia la izquierda, en la 2 no influye.
d) En la 1 hacia la derecha, en la 2 no influye.

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

8.81. Cuando se enfría el equilibrio:

$$Fe^{3+}\,(ac) + SCN^{-}\,(ac) \longleftrightarrow FeSCN^{2+}\,(ac)$$

la intensidad del color rojo-pardo del compuesto $FeSCN^{2+}$ (ac) aumenta. Esto indica que:

a) La reacción es endotérmica.
b) La reacción es exotérmica.
c) La temperatura actúa como catalizador.
d) La información es insuficiente para decidir.

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

8.82. La constante de equilibrio de la reacción:

$$2\ SO_2\ (g) + O_2\ (g) \longleftrightarrow 2\ SO_3\ (g)$$

Es K_p = 0,35. Si se llena un recipiente con SO_3 con una presión parcial de 0,10 atm y con SO_2 y O_2 con una presión parcial cada uno de 0,10 atm, ¿la reacción está en equilibrio?

a) No
b) La información es insuficiente para decidir.
c) Dependerá de la presión total.
d) Sí

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

8.83. La constante de equilibrio de la reacción:

$$N_2O_4\ (g) \longleftrightarrow 2\ NO_2\ (g) \qquad \text{a } 100°C \text{ es } 0{,}212.$$

Calcula cuál es el valor de la constante de equilibrio de la reacción escrita como sigue:

$$1)\ 2\ NO_2\ (g) \longleftrightarrow N_2O_4\ (g) \qquad 2)\ NO_2\ (g) \longleftrightarrow ½\ N_2O_4\ (g)$$

a) K_1 = 9,44 y K_2 = 4,34
b) K_1 = 4,72 y K_2 = 4,34
c) K_1 = 9,44 y K_2 = 2,17
d) K_1 = 14,16 y K_2 = 6,48

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

8.84. Se hacen reaccionar H_2 e I_2 para dar HI gas. Indique de cuál de las siguientes magnitudes dependerá el valor de la constante K_p cuando se haya alcanzado el equilibrio:

a) La concentración inicial de H_2.
b) La temperatura.
c) La presión total del sistema.
d) El volumen de la vasija de reacción.

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

8.85. El equilibrio dinámico implica:

a) Una tendencia sólo hacia la entalpía mínima.
b) Una tendencia sólo hacia el desorden molecular o entropía máxima.
c) Un reajuste entre las tendencias hacia la entalpía mínima y la entropía máxima.
d) Un reajuste entre las tendencias hacia un máximo de calor y mínimo trabajo.

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

8.86. En la reacción:

$$F_2\ (g) + H_2\ (g) \longleftrightarrow 2\ HF\ (g)$$

con ΔH = -536 kJ y energía de activación 208 kJ, ¿cuál de los siguientes enunciados no es correcto?

a) El calor de formación es -268 kJ/mol.
b) La energía de activación de la reacción inversa es 372 kJ por mol de HF.
c) En el equilibrio, un aumento de la temperatura favorece la reacción inversa, aumentando la concentración de H_2 (g) y F_2 (g).
d) En el equilibrio, un aumento de la temperatura y la presión favorece la reacción directa, aumentando la concentración de HF (g).

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

8.87. En el equilibrio:

$$Ca(HCO_3)_2\ (s) \longleftrightarrow CaCO_3\ (s) + H_2O\ (g) + CO_2\ (g), \text{ donde } ΔH > 0 \text{ para el}$$

proceso de descomposición:

a) K_c y K_p son iguales.
b) Un aumento de la temperatura desplaza el equilibrio hacia la derecha.
c) Un aumento de la temperatura no influye por tratarse de un equilibrio.
d) Un aumento de la presión facilita la descomposición del bicarbonato.

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

8.88. Algunos estudiantes suelen equivocarse al realizar cálculos con constantes de equilibrio ya que utilizan moles en lugar de moles/L, aunque a veces el resultado numérico sea el mismo. Esta última circunstancia sólo se da en una de las reacciones siguientes:

a) $2\ CO\ (g) + O_2\ (g) \longleftrightarrow 2\ CO_2\ (g)$
b) $H_2\ (g) + Cl_2\ (g) \longleftrightarrow 2\ HCl\ (g)$
c) $PCl_5\ (g) \longleftrightarrow PCl_3\ (g) + Cl_2\ (g)$
d) $N_2\ (g) + 3\ H_2\ (g) \longleftrightarrow 2\ NH_3\ (g)$
e) $C\ (s) + CO_2\ (g) \longleftrightarrow 2\ CO\ (g)$

(O.Q.L. Extremadura 2003)

8.89. Para la siguiente reacción:

$$2\ H_2O\ (g) + 2\ Cl_2\ (g) \longleftrightarrow 4\ HCl\ (g) + O_2\ (g), \qquad K_p = 8{,}0 \text{ a } 900\ K.$$

Si las presiones iniciales de H_2O (g) y Cl_2 (g) son 0,10 atm cada una y las presiones de HCl (g) y O_2 (g) son 0,25 atm cada una ¿cuál de las siguientes proposiciones es correcta?

(Q_p es el resultado obtenido al sustituir las presiones iniciales en la expresión correspondiente a la contante de equilibrio).

a) $Q_p < K_p$ y la reacción tiene lugar hacia la derecha.
b) $Q_p > K_p$ y la reacción tiene lugar hacia la izquierda.
c) $Q_p < K_p$ y la reacción tiene lugar hacia la izquierda.
d) $Q_p > K_p$ y la reacción tiene lugar hacia la derecha.
e) La reacción está en equilibrio.

(O.Q.L. Extremadura 2003)

SOLUCIONES									
8.1	d	8.2	d	8.3	b	8.4	a	8.5	e
8.6	b	8.7	a	8.8	a	8.9	d	8.10	c
8.11	d	8.12	b	8.13	a	8.14	b	8.15	b
8.16	b	8.17	c	8.18	d	8.19	b	8.20	b
8.21	b	8.22	d	8.23	e	8.24	b	8.25	b
8.26	e	8.27	c	8.28	b	8.29	c	8.30	e
8.31	c	8.32	a	8.33	a	8.34	d	8.35	c
8.36	b	8.37	d	8.38	c	8.39	d	8.40	c
8.41	b	8.42	b	8.43	c	8.44	d	8.45	b
8.46	c	8.47	d	8.48	b	8.49	c	8.50	a
8.51	c	8.52	d	8.53	d	8.54	b	8.55	b
8.56	a	8.57	b	8.58	a	8.59	a	8.60	d
8.61	d	8.62	c	8.63	a	8.64	d	8.65	b
8.66	d	8.67	c	8.68	c	8.69	a	8.70	c
8.71	a	8.72	c	8.73	c	8.74	c	8.75	d
8.76	a	8.77	a	8.78	b	8.79	d	8.80	c
8.81	b	8.82	a	8.83	c	8.84	b	8.85	c
8.86	d	8.87	b	8.88	b	8.89	b		

9. REACCIONES DE PRECIPITACIÓN

9.1. Si el producto de solubilidad del AgBr (s) es $5,0·10^{-13}$ a 25°C, su solubilidad en agua es:
a) $2,5·10^{-6}$ mol·L^{-1}
b) $7,1·10^{-7}$ mol·L^{-1}
c) $1,4·10^{-6}$ mol·L^{-1}
d) $2,5·10^{-13}$ mol·L^{-1}
e) El bromuro de plata es completamente insoluble.

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

9.2. La relación entre la solubilidad en agua (s) y el producto de solubilidad (K_{ps}) para el sólido iónico $Fe(OH)_3$ es:
a) $9\ s^4 = K_{ps}$
b) $3\ s^4 = K_{ps}$
c) $3\ s^2 = K_{ps}$
d) $s = K_{ps}$
e) $27\ s^4 = K_{ps}$

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

9.3. ¿Cuál de los siguientes compuestos no es soluble en NaOH (ac) 2,0 mol·L^{-1}?
a) $Fe(OH)_3$ (s)
b) NaOH (s)
c) $Be(OH)_2$ (s)
d) NaCl (s)
e) CH_3COOH (l)

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

9.4. El bromuro de plata es más soluble en:
a) NaCl (aq) 0,10 mol·L^{-1}
b) H_2O (l) pura
c) HNO_3 (aq) diluido
d) $AgNO_3$ (aq) 0,10 mol·L^{-1}
e) NH_3 (aq) diluido

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

9.5. Calcule el pH de una disolución saturada de $Ca(OH)_2$ si su producto de solubilidad es $5,5·10^{-6}$.
a) 11,28
b) 8,72
c) 12,04
d) 12,34
e) 13,00

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

9.6. Indique lo que ocurre si se añade 0,01 mol de sal soluble $Cu(ClO_4)_2$ (s) a 1 L de disolución de $NaIO_3$ (aq) 0,0010 M.
a) No se producirá ninguna precipitación.
b) El valor de K_{ps} aumenta en un factor de 0,14.
c) Precipitará espontáneamente $NaClO_4$ (s).
d) El valor de K_{ps} disminuye en un factor de 0,14.
e) Precipitará espontáneamente $Cu(IO_3)_2$ (s).
(K_{ps} $Cu(IO_3)_2$ = $7,4·10^{-8}$)

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

9.7. Calcule el producto de solubilidad del $PbBr_2$ (s) si la solubilidad de esta sal en agua a 25°C es 0,022 $mol·L^{-1}$.
a) $1,9·10^{-5}$
b) $1,1·10^{-5}$
c) $4,3·10^{-5}$
d) $9,7·10^{-4}$
e) $4,8·10^{-4}$

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

9.8. Para la reacción:

$$AgOOCCH_3\,(s) \longleftrightarrow Ag^+\,(aq) + CH_3COO^-\,(aq) \qquad \Delta H > 0.$$

¿Cuál de los siguientes cambios aumentará la solubilidad del acetato de plata en agua?
a) Disminución de la temperatura.
b) Adición de ácido nítrico.
c) Adición de acetato de plata.
d) Adición de agua.
e) Adición de acetato sódico.

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

9.9 Indique lo que ocurre cuando se mezclan 50 mL de $AgNO_3$ (aq) 1,0 M y 50 mL de $NaBrO_3$ (aq) 0,01 M.
a) Precipita espontáneamente $AgBrO_3$.
b) El valor de K_{ps} aumenta en un factor de 43.
c) El valor de K_{ps} disminuye en un factor de 43.
d) No se produce precipitación.
e) Precipita espontáneamente $NaNO_3$.
(K_{ps} $AgBrO_3$ = $5,8·10^{-5}$)

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

9.10. Calcule la solubilidad del yodato de plomo (II) en agua.
a) $6,5·10^{-14}$ M
b) $5,1·10^{-7}$ M
c) $4,0·10^{-5}$ M
d) $5,1·10^{-6}$ M
e) $6,0·10^{-7}$ M
(K_{ps} $Pb(IO_3)_2$ = $2,6·10^{-13}$)

(O.Q.N. Burgos 1998)

9.11. Señale la proposición correcta:
a) El producto de solubilidad del $FeCO_3$ disminuye si se añade Na_2CO_3 a una disolución acuosa de la sal.
b) La solubilidad del $FeCO_3$ en agua pura (K_{ps} = $2,11·10^{-11}$) es aproximadamente la misma que la del CaF_2 en agua pura (K_{ps} = $2,7·10^{-11}$), puesto que sus productos de solubilidad son casi iguales.
c) La solubilidad del CaF_2 es mayor que la del $FeCO_3$.
d) La solubilidad del $FeCO_3$ es mayor que la del CaF_2.
e) La solubilidad del $FeCO_3$ aumenta si se añade Na_2CO_3 a una disolución acuosa de la sal.

(O.Q.N. Burgos 1998)

9.12. En una disolución acuosa saturada de $CaCO_3$, la solubilidad aumenta al añadir:
a) HCl
b) NaOH
c) Na_2CO_3
d) $CaCl_2$
e) H_2O

(O.Q.N. Burgos 1998)

9.13. La relación entre la solubilidad en agua (s) y el producto de solubilidad (K_{ps}) para el sólido iónico $Fe(OH)_2$ es:
a) $s^3 = K_{ps}$
b) $s = K_{ps}$
c) $s^2 = K_{ps}$
d) $4s^3 = K_{ps}$
e) $2s^2 = K_{ps}$

(O.Q.N. Almería 1999)

9.14. Para la siguiente reacción:

$$Ag^{+} (aq) + 2\ NH_3 (aq) \longleftrightarrow Ag(NH_3)_2^{+} (aq) \qquad K = 1,6·10^{7}.$$

Calcule la solubilidad molar del AgCl en una disolución en la que la concentración de equilibrio de NH_3 es 2,0 M.
a) 0,107
b) 0,000013
c) 0,049
d) 0,0087
e) 0,0029
(K_{ps} AgCl = $1,8·10^{-10}$)

(O.Q.N. Almería 1999)

9.15. ¿Cuál es el pH mínimo al que precipita el hidróxido de cobalto (II) de una disolución de Co^{2+} 0,02 M?
a) 5,8
b) 6,2
c) 7,0
d) 7,8
e) 8,7
(K_{ps} hidróxido de cobalto (II) = $2,0·10^{-16}$)

(O.Q.N. Barcelona 2001)

9.16. La relación entre la solubilidad en agua (s) y el producto de solubilidad (K_{ps}) para el bórax, $Na_2B_4O_5(OH)_4·8\ H_2O$, un sólido iónico poco soluble, es:
a) $s^3 = K_{ps}$
b) $s = K_{ps}$
c) $s^2 = K_{ps}$
d) $4s^3 = K_{ps}$
e) $2s^2 = K_{ps}$

(O.Q.N. Barcelona 2001)

9.17. Un precipitado de $AgOOC-CH_3$ se encuentra en equilibrio con una disolución saturada de esta sal. Parte o todo el precipitado se disolverá al añadir una disolución diluida de:
a) NaOH
b) HNO_3
c) $NaNO_3$
d) $KOOC-CH_3$
e) $AgNO_3$

(O.Q.N. Oviedo 2002)

9.18. Los productos de solubilidad del sulfato de estroncio y fluoruro de plomo (II) son $2,8·10^{-7}$ y $2,7·10^{-8}$, respectivamente. Se puede afirmar que:
a) Las dos solubilidades son la raíz cuadrada de sus respectivos productos de solubilidad.
b) La solubilidad del fluoruro de plomo (II) es mayor que la del sulfato de estroncio.
c) Las dos solubilidades son aproximadamente iguales.
d) Los productos de solubilidad de ambas sales aumentan con el pH.
e) No es posible conocer la solubilidad con este dato.

(O.Q.N. Oviedo 2002)

9.19. El producto de solubilidad del SrF_2 en agua es $7{,}8·10^{-10}$ y el del Ag_3PO_4 es $1{,}8·10^{-18}$, por tanto:
a) La solubilidad de estos compuestos es $7{,}8·10^{-10}$ y $1{,}8·10^{-18}$ mol/L.
b) La solubilidad de estos compuestos en NaCl será menor que en agua pura.
c) La solubilidad del SrF_2 es más de 10 veces mayor que la del Ag_3PO_4.
d) La solubilidad del SrF_2 es aproximadamente 10^8 veces superior a la del Ag_3PO_4.
c) La solubilidad del SrF_2 aumenta al añadir NaF.

(O.Q.N. Tarazona 2003)

9.20. El interior de una tetera está recubierto con 10 g de $CaCO_3$. ¿Cuántos lavados serían necesarios para disolver todo el $CaCO_3$, si en cada lavado se gastan 250 mL de agua?
a) 10
b) 250
c) 6324
d) 12640
e) 1580
(Masas atómicas: C = 12; O = 16; Ca = 40,1; K_{ps} $CaCO_3$ = $4·10^{-9}$)

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

9.21. El producto de solubilidad del hidróxido de hierro (III) a 22°C es $6{,}0·10^{-38}$. ¿Qué masa de este compuesto se disolverá en 100 mL de hidróxido de sodio 0,20 M, suponiendo que no hay formación de complejos?
a) $6·10^{-39}$ g
b) $7·10^{-37}$ g
c) $8·10^{-35}$ g
d) $9·10^{-35}$ g
e) $1·10^{-30}$ g
(Masas atómicas: Fe = 55,8; H = 1; O = 16)

(O.Q.N. Luarca 2005)

9.22. ¿Cuál es la expresión correcta para la constante del producto de solubilidad del $Mg_3(PO_4)_2$?
S = solubilidad de la sal en mol/L
a) $K_s = [Mg^{2+}]\,[PO_4^{3-}]$
b) $K_s = [Mg^{2+}]^2\,[PO_4^{3-}]^3$
c) $K_s = [Mg^{2+}]^3\,[PO_4^{3-}]^2$
d) $K_s = s^5$
e) $K_s = 6\,s^2$

(O.Q.N. Vigo 2006)

9.23. Una disolución acuosa se encuentra en equilibrio con $CaSO_4$ sólido. Señale la proposición ***no correcta:***
a) Si se añade algo de $NaNO_3$, la solubilidad del $CaSO_4$ aumenta debido al efecto salino.
b) Si se añade algo de Na_2SO_4, la solubilidad del $CaSO_4$ disminuye debido al efecto del ion común.
c) Si se añade algo de $CaSO_4$, la solubilidad del $CaSO_4$ permanece constante.
d) La solubilidad del $CaSO_4$ sólo depende de la temperatura.
e) Si se añade $CaCO_3$, la solubilidad disminuye por efecto del ion común.

(O.Q.N. Vigo 2006)

9.24. La solubilidad del fluoruro de bario en agua es de $7{,}41·10^{-3}$ mol/L. ¿Cuál será la solubilidad del fluoruro de bario en una disolución 1M de cloruro de bario totalmente disociado?
a) $6{,}38·10^{-4}$ M
b) $8·10^{-2}$ M
c) 1 M
d) 0,02 M
e) $3{,}21·10^{-2}$ M

(O.Q.N. Córdoba 2007)

9.25. En qué disolución será más soluble el AgCl:
a) HCl 0,01M
b) Agua pura
c) NH_3 0,01M
d) No puede determinarse.
(O.Q.L. Madrid 2004)

9.26. La solubilidad del fluoruro de magnesio en agua a 18°C se encuentra tabulada como 0,0076 g por 100 mL. El producto de solubilidad de esta sal es:
a) $7{,}6\cdot10^{-6}$
b) $6{,}8\cdot10^{-7}$
c) $8\cdot10^{-8}$
d) $7{,}3\cdot10^{-9}$
(Masas atómicas: F = 19; Mg = 24,3)
(O.Q.L. Madrid 2004)

9.27. Tras añadir una cierta cantidad de AgCl a un cierto volumen de agua, remover enérgicamente y esperar un tiempo adecuado se han depositado en el fondo 2 gramos de sólido. Si posteriormente se añade 1 gramo más de AgCl, a la misma temperatura, se puede afirmar que:
a) Ha cambiado la concentración de Cl^- de la disolución.
b) Habrá exactamente 3 gramos de sólido en el fondo.
c) Habrá menos de 3 gramos de sólido en el fondo.
d) El AgCl no es soluble en agua.
(O.Q.L. Murcia 2003)

9.28. La solubilidad en agua del fluoruro de calcio (CaF_2) es de 0,016 $g\cdot dm^{-3}$ a la temperatura de 18°C. El valor del producto de solubilidad del fluoruro de calcio a esa temperatura debe ser:
a) $3{,}4\cdot10^{-11}$
b) $4{,}0\cdot10^{-8}$
c) $8{,}2\cdot10^{-8}$
d) $1{,}7\cdot10^{-10}$
(Masas atómicas: F = 19; Ca = 40)
(O.Q.L. Murcia 2003)

9.29. A 25°C la solubilidad del fluoruro de bario en agua es $7{,}41\cdot10^{-3}$ mol/L. El producto de solubilidad de dicha sal en agua es:
a) $1{,}63\cdot10^{-6}$ $mol^3\cdot L^{-3}$
b) $5{,}47\cdot10^{-5}$ $mol^2\cdot L^{-2}$
c) $8{,}10\cdot10^{-7}$ $mol^3\cdot L^{-3}$
d) $1{,}09\cdot10^{-4}$ $mol^2\cdot L^{-2}$
(O.Q.L. Murcia 2004)

9.30. Al añadir 0,5 gramos de AgCl a una cierta cantidad de agua se observa que se depositan 0,45 g en el fondo. Se puede por tanto decir que:
a) El AgCl es muy soluble en agua.
b) Si se añade 0,05 g más de AgCl se consigue tener 0,5 g en el fondo.
c) Si se aumenta la temperatura seguirá habiendo 0,45 g de AgCl en el fondo.
d) El AgCl es un compuesto covalente.
(O.Q.L. Murcia 2005)

9.31. Si de una disolución saturada de un sólido prácticamente insoluble en agua se evapora la mitad del agua manteniendo la temperatura constante, ¿cuál sería la molaridad de la disolución?
a) Igual a la inicial.
b) La mitad de la inicial.
c) El doble de la inicial.
d) Cuatro veces la inicial.
(O.Q.L. Castilla y León 2001)

SOLUCIONES									
9.1	b	9.2	e	9.3	a	9.4	e	9.5	d
9.6	a	9.7	c	9.8	b	9.9	a	9.10	c
9.11	c	9.12	a	9.13	d	9.14	a	9.15	c
9.16	d	9.17	b	9.18	b	9.19	c	9.20	c
9.21	c	9.22	c	9.23	d	9.24	a	9.25	c
9.26	d	9.27	b	9.28	a	9.29	a	9.30	b
9.31	a								

10. ÁCIDOS Y BASES

10.1. Un hidróxido metálico anfótero se caracteriza porque es:
a) Soluble en ácidos y bases fuertes pero insoluble en disoluciones acuosas neutras.
b) Soluble en ácidos y bases fuertes y también en disoluciones acuosas neutras.
c) Soluble en ácidos fuertes y en disoluciones acuosas neutras pero insoluble en bases fuertes.
d) Soluble únicamente en exceso de base fuerte.
e) Insoluble en disoluciones acuosas a cualquier valor de pH.

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

10.2. Calcule el pH de una disolución de acetato sódico 1,0 M.
a) 9,38
b) 2,38
c) 5,38
d) 4,77
e) 7,00
(K_a para el ácido acético = $1{,}7·10^{-5}$)

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

10.3. El pH de una disolución $1{,}0·10^{-8}$ M del ácido fuerte HCl es:
a) 6,98
b) 8,00
c) 7,00
d) 1,00
e) 10,00

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

10.4. Ordene los siguientes ácidos desde el más fuerte al más débil. pK_a (ácido acético) = 4,76; pK_a (HSO_4^-) = 1,99; pK_a (HF) = 3,17.
a) HF, HSO_4^- , ácido acético
b) Acido acético, HSO_4^- , HF
c) HSO_4^- , HF, ácido acético
d) Acido acético, HF, HSO_4^-
e) HF, ácido acético, HSO_4^-

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

10.5. ¿Cuál de las siguientes sales forma una disolución ácida cuando se disuelve en agua?
a) $(NH_4)_3PO_4$
b) NH_4F
c) NH_4CN
d) $(NH_4)_2CO_3$
e) $(NH_4)_2S$

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Sevilla 2004)

10.6. En la valoración de un ácido débil con una base fuerte, el pH en el punto de equivalencia es:
a) 14
b) 7,0
c) Menor que 7.
d) Mayor que 7.
e) Igual que el pK_a del ácido débil.

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

10.7. ¿Cuál de las siguientes mezclas acuosas no es una verdadera disolución reguladora? El volumen total es un litro.
a) 1,0 mol de NH_3 + 0,5 mol de KOH.
b) 1,0 mol de NH_3 + 0,5 mol de HCl.
c) 1,0 mol de NH_3 + 0,5 mol de NH_4Cl.
d) 1,0 mol de NH_4Cl + 0,5 mol de KOH.
e) Ninguna de estas disoluciones.

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

10.8. Dada la siguiente reacción:

$$CN^{-}\ (aq) + H_2O\ (l) \longleftrightarrow HCN\ (aq) + OH^{-}\ (aq)$$

Si K_a para el ácido HCN es $4{,}8 \cdot 10^{-10}$, y $K_w = 1 \cdot 10^{-14}$, la constante de equilibrio para la reacción anterior es:

a) $2{,}1 \cdot 10^{-5}$
b) $2{,}1 \cdot 10^{11}$
c) $-4{,}8 \cdot 10^{-10}$
d) $4{,}8 \cdot 10^{-10}$
e) $2{,}1 \cdot 10^{-3}$

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

10.9. Cuando se mezclan volúmenes iguales de disoluciones 0,1 M de $HClO_4$ y KNO_2, el pH de la disolución resultante será:

a) Entre 1 y 7.
b) Igual al pK_a del NO_2^{-}.
c) Igual al pK_a del HNO_2.
d) Igual a 7.
e) Entre 7 y 13.

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

10.10. Una disolución reguladora contiene concentraciones iguales de un ácido débil (HA) y su base conjugada (A^{-}). Si K_a para HA es $1{,}0 \cdot 10^{-9}$, el pH de la disolución reguladora es:

a) 1,0
b) 7,0
c) 5,0
d) 13,0
e) 9,0

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

10.11. ¿Cuál de las siguientes disoluciones es una disolución reguladora con un pH mayor de 7?

a) 10 mL NH_3 0,1 M + 5,0 mL HCl 0,1 M.
b) 10 mL HCNO 0,1 M + 10 mL NaOH 0,1 M.
c) 10 mL HCNO 0,1 M + 5,0 mL NaOH 0,1 M.
d) 10 mL NH_3 0,1 M + 10 mL HCl 0,1 M.
e) Ninguna de estas mezclas.

(K_a para el HCNO = $2{,}2 \cdot 10^{-4}$ y K_b para el NH_3 = $1{,}7 \cdot 10^{-5}$)

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

10.12. Indique cuál de las siguientes reacciones de hidrólisis es la correcta:

a) $Ca_3N_2 + 2\ H_2O \longrightarrow N_2 + 2\ Ca(OH)_2 + Ca^{2+}$
b) $Ca_3N_2 + 3\ H_2O \longrightarrow 2\ NH_3 + 3\ CaO$
c) $Ca_3N_2 + 6\ H_2O \longrightarrow 2\ NH_3 + 3\ Ca(OH)_2$
d) $4\ Ca_3N_2 + 9\ H_2O \longrightarrow 3\ HNO_3 + 5\ NH_3 + 12\ Ca$
e) $NaCl + H_2O \longrightarrow NaOH + HCl$

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.N. Almería 1999)

10.13. ¿Cuál es el pH de una disolución de NH_4Br 0,3 M?

a) 5,29
b) 8,71
c) 4,88
d) 9,74
e) 9,11

(K_b NH_3 = $1{,}7 \cdot 10^{-5}$)

(O.Q.N. Burgos 1998)

10.14. ¿Cuál de las siguientes sales forma una disolución básica cuando se disuelve en agua?
a) NH_4NO_2 K_a (HNO_2) = $4,6·10^{-4}$
b) NH_4CON K_a (HCNO) = $1,2·10^{-4}$
c) NH_4ClO K_a (HClO) = $3,7·10^{-8}$
d) NH_4F K_a (HF) = $7,2·10^{-4}$
e) NH_4Cl K_b (NH_3) = $1,8·10^{-5}$

(O.Q.N. Burgos 1998)

10.15. ¿Cuál de las siguientes disoluciones acuosas forma una disolución reguladora cuando se mezclan los dos reactivos en cantidades apropiadas?
a) HCl + NaCl
b) NaCN + NaCl
c) HCN + NaCl
d) NaCN + HCN
e) HNO_3 + HCl

(O.Q.N. Burgos 1998)

10.16. Para el ion $H_2PO_4^-$ el pKa es 7,21. Calcule el pH de 1 L de una disolución reguladora que contiene 0,50 mol de NaH_2PO_4 y 0,50 mol de Na_2HPO_4, después de la adición de 0,05 mol de KOH.
a) 7,12
b) 7,26
c) 7,75
d) 7,16
e) 7,21

(O.Q.N. Burgos 1998)

10.17. ¿Cuál es el pH de una disolución etiquetada como NaF 0,136 mol·L^{-1}?
a) 2,02
b) 8,15
c) 3,17
d) 11,98
e) 5,85
(K_a para el ácido HF = $6,8·10^{-4}$)

(O.Q.N. Almería 1999)

10.18. El indicador rojo de metilo (cambio de color a pH = 5) es adecuado para la valoración:
a) HCN + KOH
b) $HClO_4$ + $Ca(OH)_2$
c) HNO_3 + NaOH
d) HCl + $(CH_3)_3N$
e) HF + NaOH

(O.Q.N. Almería 1999)

10.19. La constante de equilibrio para la reacción de un ácido débil (K_a) con NaOH es:
a) $1/K_a$
b) K_a
c) K_aK_w
d) K_a/K_w
e) K_w

(O.Q.N. Almería 1999)

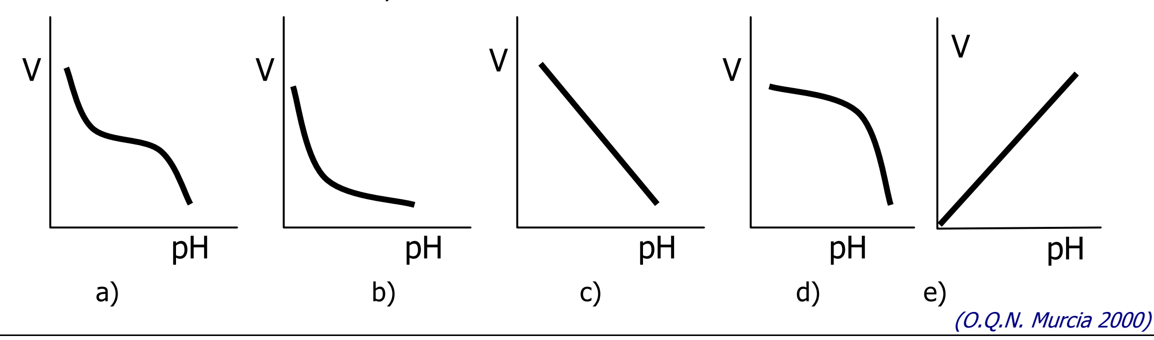
10.20. Una disolución reguladora contiene concentraciones iguales de una base débil (B) y su ácido conjugado (BH^+). Si K_b para B es $1,0·10^{-9}$, el pH de la disolución reguladora es:
a) 7,0
b) 13,0
c) 9,0
d) 1,0
e) 5,0

(O.Q.N. Almería 1999)

10.21. A 60°C el agua destilada tiene pH = 6,51 y por lo tanto:
a) La concentración de OH^{-} no es igual a la de H_3O^{+}.
b) La reacción $H_2O \longleftrightarrow OH^{-} + H_3O^{+}$ es exotérmica.
c) El valor de K_w es $(10^{6,51})^2$.
d) Debe cumplirse la ecuación pH + pOH = 14.
e) Es imposible, el agua neutra debe tener pH = 7.

(O.Q.N. Almería 1999)

10.22. ¿Cuál de las siguientes líneas gráficas representa mejor el volumen del ácido añadido a un cierto volumen de álcali frente al pH de la disolución resultante?



(O.Q.N. Murcia 2000)

10.23. Según la teoría de Brönsted, indique cuál de las siguientes afirmaciones es cierta:
a) Un ácido y su base conjugada reaccionan entre sí dando una disolución neutra.
b) Un ácido y su base conjugada difieren en un protón.
c) El agua es la base conjugada de sí misma.
d) La base conjugada de un ácido fuerte es una base fuerte.
e) Cuanto más débil es un ácido más débil será su base conjugada.

(O.Q.N. Murcia 2000)

10.24. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?
a) Al disolver $NaNO_3$ en agua, el pH no cambia.
b) Al disolver NaCN en H_2O, el pH será básico.
c) Al disolver NaH-COO en agua, el pH será ácido.
d) Si el ácido HA tiene $K_a = 10^{-5}$ y el valor de K_b para la base BOH vale 10^{-5}, al disolver BA en agua el pH no sufre modificación.
e) Las disoluciones acuosas de NH_3 son débilmente básicas.

(O.Q.N. Murcia 2000)

10.25. Sabiendo que los valores de pK_a para el ácido cianhídrico ($HCN_{(ac)}$) y el ion amonio (NH_4^{+}), son 8,7 y 9,2; respectivamente, y que el agua neutra a 25°C tiene pH = 7, indique si una disolución acuosa de NH_4CN, a esa temperatura, tendrá pH:
a) Débilmente ácido.
b) Débilmente básico.
c) Neutro.
d) Muy ácido (pH < 3).
e) Muy básico (pH > 11).

(O.Q.N. Murcia 2000)

10.26. ¿Cuál de los siguientes es un conjunto de especies que podrían actuar como bases de Lewis?
a) OH^{-}, HCl, H^{+}
b) CH_3SH, H_2O, BF_3
c) PH_3, CH_3-O-CH_3, NH_3
d) NaOH, $MgCl_2$, Co^{3+}
e) Ni^{2+}, NH_3, Cl^{-}

(O.Q.N. Murcia 2000)

10.27. En la valoración de un ácido con una base, el indicador visual adecuado debe:
a) Tener una constante de acidez mayor que la del ácido.
b) Tener características básicas más fuertes que el valorante.
c) Tener una constante de acidez menor que la del ácido.
d) Añadirse una vez comenzada la valoración.
e) No mostrar características ácido-base.

(O.Q.N. Murcia 2000)

10.28. ¿Cuál de las siguientes mezclas es una disolución reguladora con un pH menor de 7?
a) 10 mL de ácido acético 0,1 M + 10 mL de NaOH 0,1 M.
b) 10 mL de ácido acético 0,1 M + 5,0 mL de NaOH 0,1 M.
c) 10 mL de NH_3 0,1 M + 5,0 mL de HCl 0,1 M.
d) 10 mL de NH_3 0,1 M + 10 mL de HCl 0,1 M.
e) Ninguna de estas mezclas.
(K_a ácido acético = $1{,}7·10^{-5}$ y K_b NH_3 = $1{,}7·10^{-5}$)

(O.Q.N. Barcelona 2001)

10.29. Para el amoníaco, pK_b = 4,76. El pH de una disolución reguladora formada por NH_3 0,050 M y NH_4Cl 0,20 M es:
a) 8,94
b) 9,84
c) 8,64
d) 9,54
e) 8,00

(O.Q.N. Barcelona 2001)

10.30 Elija el intervalo de pH efectivo de una disolución reguladora de HF-NaF.
a) 5,0-7,0
b) 2,2-4,2
c) 6,0-8,0
d) 9,8-11,8
e) Ninguno de estos intervalos.
(Constante de disociación ácida del HF = $6{,}8·10^{-4}$)

(O.Q.N. Barcelona 2001)

10.31. Cuando se valora un ácido débil con una base fuerte:
a) Solamente se neutraliza una parte de los protones del ácido.
b) El punto de equivalencia coincide siempre con el punto final de la valoración.
c) El pH en el punto de equivalencia siempre es 7.
d) No conviene valorar los ácidos débiles con bases fuertes puesto que el punto de equivalencia se detecta con dificultad.
e) En las primeras etapas de la valoración se forma una disolución reguladora o tampón.

(O.Q.N. Barcelona 2001)

10.32. Se dispone de una disolución 0,5 M de cada una de las siguientes sales. ¿Cuál de ellas tiene un pH más bajo?
a) KCl
b) $NaC_2H_2O_3$
c) NaI
d) KNO_3
e) NH_4Cl

(O.Q.N. Oviedo 2002)

10.33. Un técnico de laboratorio desea preparar una disolución reguladora de pH 5. ¿Cuál de los siguientes ácidos será el más adecuado para ello?

a) $H_2C_2O_4$ $K_a = 5,9·10^{-2}$
b) H_3AsO_4 $K_a = 5,6·10^{-3}$
c) $H_2C_2H_3O_2$ $K_a = 1,8·10^{-5}$
d) HOCl $K_a = 3,0·10^{-8}$
e) HCN $K_a = 4,9·10^{-10}$

(O.Q.N. Oviedo 2002)

10.34. ¿Cuál de las siguientes especies es anfótera?

a) H^+
b) CO_3^{2-}
c) HCO_3^-
d) H_2CO_3
e) H_2

(O.Q.N. Oviedo 2002)

10.35. Si el valor de K_a para el ion HSO_4^- es $1,0·10^{-2}$, ¿cuál es el valor de K_b para el ion SO_4^{2-}?

a) $K_b = 1,0·10^{-12}$
b) $K_b = 1,0·10^{-8}$
c) $K_b = 1,0·10^{-2}$
d) $K_b = 1,0·10^{2}$
e) $K_b = 1,0·10^{5}$

(O.Q.N. Oviedo 2002)

10.36. ¿Cuál es el ácido conjugado del HPO_4^{2-} (aq)?

a) H_3PO_4 (aq)
b) $H_2PO_4^-$ (aq)
c) H_3O^+ (aq)
d) PO_4^{3-} (aq)
e) H^+ (aq)

(O.Q.N. Oviedo 2002)

10.37. ¿Cuántos litros de agua destilada deben añadirse a 1 L de disolución acuosa de HCl con pH = 1 para obtener una disolución con pH = 2?

a) 0,1 L
b) 0,9 L
c) 2 L
d) 9 L
e) 100 L

(O.Q.N. Tarazona 2003)

10.38. Un jabón comercial está formado principalmente por palmitato sódico. ¿Cuál será el pH de una disolución 0,1 M de este jabón?

a) 10
b) 3
c) 7
d) 9
e) 11

(K_a ácido palmítico = 10^{-5})

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

10.39. El aminoácido glicina (H_2N-CH_2-COOH) en disolución acuosa se disocia según las siguientes reacciones:

$$H_3N^+\text{-}CH_2\text{-}COOH + H_2O \longleftrightarrow H_3N^+\text{-}CH_2\text{-}COO^- + H_3O^+ \qquad pK_1 = 2{,}35$$

$$H_3N^+\text{-}CH_2\text{-}COO^- + H_2O \longleftrightarrow H_2N\text{-}CH_2\text{-}COO^- + H_3O^+ \qquad pK_2 = 9{,}78$$

¿Cuál es el pH isoeléctrico de la disolución, es decir cuando el número de moléculas de glicina cargadas positivamente se iguala al moléculas de glicina cargadas negativamente?

a) 1,17
b) 4,89
c) 9,78
d) 7,01
e) 6,06

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

10.40. Una disolución compuesta inicialmente de ácido hidrazoico (H_3N) 0,5 M y de NaN_3 0,25 M tiene un pH de 4,78; cuando se alcanza el equilibrio. ¿Cuál es la K_b del N_3^-?

a) $1{,}7 \cdot 10^{-5}$
b) $1{,}7 \cdot 10^{-11}$
c) $1{,}2 \cdot 10^{-9}$
d) $1{,}2 \cdot 10^{-7}$
e) $8{,}5 \cdot 10^{-6}$

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

10.41. El ácido hipocloroso (HClO) tiene una constante de ionización de $3{,}2 \cdot 10^{-8}$. ¿Cuál es el porcentaje de ionización en disoluciones 1,0 y 0,1 M, respectivamente?

a) 0,018% y 0,056%
b) 0,032% y 0,0032%
c) 0,56% y 0,18%
d) 0,56% en ambas.
e) 0,32% en ambas.

(O.Q.N. Luarca 2005)

10.42. ¿En cuál de los siguientes casos el agua actúa como una base de Lewis pero no como una base según la definición de Brönsted-Lowry?

a) H_2O (l) + HF (g) $\longleftrightarrow$ H_3O^+ (aq) + F^- (aq)
b) H_2O (l) + CN^- (aq) $\longleftrightarrow$ OH^- (aq) + HCN (aq)
c) H_2O (l) + Cu^{2+} (aq) $\longleftrightarrow$ $Cu(H_2O)^{2+}$ (aq)
d) H_2O (l) + PO_4^{3-} (aq) $\longleftrightarrow$ 2 OH^- (aq) + $H_2PO_4^-$ (aq)
e) H_2O (l) [electrólisis] $\longrightarrow$ 2 H_2 (g) + O_2 (g)

(O.Q.N. Luarca 2005)

10.43. Se preparan 500 mL de disolución reguladora disolviendo 2,16 g de benzoato de sodio (NaC_6H_5COO) en el volumen suficiente de ácido benzoico 0,033 M. El pH es:

a) 4,16
b) 4,37
c) 4,64
d) 5,77
e) 6,30

(Masas atómicas: Na = 23; C = 12; O = 16; H = 1; K_a ácido benzoico = $6{,}3 \cdot 10^{-5}$)

(O.Q.N. Luarca 2005)

10.44. En la valoración de $NaHCO_3$ (aq) con NaOH (aq), indique si la disolución en el punto de equivalencia es ácida, básica o neutra y porqué.

a) Básica por el exceso de OH^-.
b) Ácida por la hidrólisis del ion HCO_3^-.
c) Ácida por la hidrólisis del Na^+.
d) Neutra porque se forma una sal de ácido fuerte y base fuerte.
e) Básica por la hidrólisis del CO_3^{2-}.

(O.Q.N. Luarca 2005)

10.45. Se puede obtener HCl mediante la siguiente reacción:
a) $NaCl + H_2S$
b) Electrólisis de una disolución acuosa de NaCl.
c) $NaCl + HNO_3$
d) $NaCl + H_3PO_4$
e) $NaCl + HF$

(O.Q.N. Vigo 2006)

10.46. Una disolución con pH = 4 es 100 veces menos ácida que una disolución con pH igual a:
a) 1
b) 2
c) 5
d) 6
e) 7

(O.Q.N. Vigo 2006)

10.47. Cuando se valora HOCl ($K_a = 3{,}0\cdot10^{-8}$) con KOH, ¿cuál será el mejor indicador?
a) Timolftaleína, $pK_a = 9{,}9$
b) Azul de bromotimol, $pK_a = 7{,}10$
c) Verde de bromocresol, $pK_a = 4{,}66$
d) Rojo de clorofenol, $pK_a = 6$
e) Azul de bromofenol, $pK_a = 3{,}85$

(O.Q.N. Vigo 2006)

10.48. ¿Cuál de las siguientes sales producirá una disolución básica cuando se disuelve en agua?
a) KCl
b) NaF
c) KNO_3
d) NH_4NO_3
e) $KClO_3$

(O.Q.N. Vigo 2006)

10.49. Los ácidos conjugados y sus respectivas reacciones ácido-base HS^-, NH_3 y H_2O son:

a)
$S^{2-} + H_2O \longleftrightarrow HS^- + H_3O^+$
$NH_3 + H_2O \longleftrightarrow NH_4^+ + OH^-$
$H_3O^+ + H_2O \longleftrightarrow H_2O + H_3O^+$

b)
$H_2S + H_2O \longleftrightarrow HS^- + H_3O^+$
$NH_4^+ + H_2O \longleftrightarrow NH_3 + H_3O^+$
$H_3O^+ + H_2O \longleftrightarrow H_2O + H_3O^+$

c)
$H_2S + H_2O \longleftrightarrow HS^- + H_3O^+$
$NH_3 + H_2O \longleftrightarrow NH_4^+ + OH^-$
$OH^- + H_2O \longleftrightarrow H_3O^+$

d)
$HS^- + H_2O \longleftrightarrow S^{2-} + H_3O^+$
$NH_4^+ + H_2O \longleftrightarrow NH_3 + H_3O^+$
$H_3O^+ + H_2O \longleftrightarrow H_2O + H_3O^+$

e)
$H_2S + H_2O \longleftrightarrow HS^- + H_3O^+$
$NH_3 + OH^- \longleftrightarrow NH_4^+ + H^+$
$H_3O^+ + H_2O \longleftrightarrow H_2O + H_3O^+$

(O.Q.N. Córdoba 2007)

10.50. Al añadir unas gotas de un indicador ácido-base a una solución acuosa desconocida se observa color verde. El indicador tiene un intervalo de viraje de 3,8 a 5,4; a pH < 3,8 es amarillo a pH>5,4 es azul, y entre ambos pH es verde. ¿Cuál de las soluciones siguientes, todas ellas de la misma concentración, 0,5 M, puede ser la solución desconocida?
a) Ácido nítrico
b) Hipoclorito de sodio
c) Hidróxido de potasio
d) Cloruro de amonio
e) Sulfato de sodio

(O.Q.N. Córdoba 2007)

10.51. ¿Cuál será el pH de una disolución 10^{-3} M de acetato sódico?
a) 6,13
b) 12,2
c) 1,75
d) 7,00
e) 7,87
(Dato. $K_a = 1,8·10^{-5}$ para el ácido acético)

(O.Q.N. Córdoba 2007)

10.52. Calcule el pH de una disolución reguladora 0,1 M en NH_3 y 1,5 M en NH_4Cl después de añadir 0,1mol/L de KOH.
a) 8,08
b) 8,25
c) 5,92
d) 8,41
e) 5,59
(Dato: pK_b = 4,74)

(O.Q.N. Córdoba 2007)

10.53. Calcule los moles de acetato sódico que hay que añadir a 1 L de una disolución 0,2 M de ácido acético para hacer una disolución reguladora de pH = 5.
a) 0,36
b) 0,40
c) 0,63
d) 0,20
e) 0,48
(Dato: pK_a = 4,74)

(O.Q.N. Córdoba 2007)

10.54. ¿Cuál de estas disoluciones tendrá pH > 8?
a) 20 mL de NaOH 0,2 M + 50 mL de CH_3COOH 0,1 M
b) 25 mL de NaOH 0,2 M + 50 mL de CH_3COOH 0,1 M
c) 25 mL de CH_3COOH 0,1 M + 20 mL de NaOH 0,1 M
d) 25 mL de CH_3COOH 0,1 M + 15 mL de NaOH 0,1 M
e) 25 mL de CH_3COOH 0,1 M

(O.Q.N. Córdoba 2007)

10.55. ¿Cuál de las siguientes disoluciones acuosas presenta carácter ácido?
a) NaCl
b) NH_4OH
c) NH_4Cl
d) KNO_3

(O.Q.L. Madrid 2003)

10.56. Si la K_a del ácido cianhídrico es $6,2·10^{-10}$ y la K_b del amoníaco es $1,8·10^{-5}$, el pH de la disolución acuosa del cianuro amónico será:

a) pH = 7
b) pH > 7
c) pH < 7
d) pH = 0

(O.Q.L. Madrid 2003)

10.57. El símbolo K_b de la especie HS^- corresponde a la constante de equilibrio de la reacción:

a) $HS^- + OH^- \longleftrightarrow S^{2-} + H_2O$
b) $HS^- + H_2O \longleftrightarrow H_2S + OH^-$
c) $HS^- + H_2O \longleftrightarrow S^{2-} + H_3O^+$
d) $HS^- + H_3O^+ \longleftrightarrow H_2O + H_2S$

(O.Q.L. Madrid 2003)

10.58. Una disolución tiene pH = 10,82. La concentración de OH^- de dicha disolución es:

a) $1,5·10^{-5}$ M
b) $1,5·10^{-11}$ M
c) $6,6·10^{-10}$ M
d) $6,6·10^{-4}$ M

(O.Q.L. Madrid 2003)

10.59. Cuando se disuelve acetato de sodio en agua:

a) Se producen iones hidróxido.
b) Se producen iones hidrógeno.
c) Se produce ácido acético e hidróxido de sodio.
d) Se hidratan simplemente los iones acetato y sodio.

(O.Q.L. Madrid 2003)

10.60. De las sustancias que se citan a continuación, señale aquella que al disolverse en agua produce una modificación del pH:

a) KCl
b) KNO_3
c) K_2SO_4
d) Na_2CO_3

(O.Q.L. Madrid 2004)

10.61. El pH de una disolución 10^{-4} molar de ácido sulfúrico es igual a:

a) 7,4
b) 4,0
c) 3,7
d) 10,3

(O.Q.L. Madrid 2004)

10.62. Una disolución de un ácido débil monoprótico y de una de sus sales tendrá la máxima eficacia reguladora de pH cuando:

a) El pH sea 7.
b) La concentración del ácido y de la sal sean iguales y elevadas.
c) La concentración del ácido sea elevada.
d) El pH sea alcalino.

(O.Q.L. Madrid 2004)

10.63. El pH de una disolución 0,012 molar de ácido clorhídrico es:

a) 1,2
b) 2,4
c) Ligeramente inferior a 2.
d) Falta un dato.

(O.Q.L. Murcia 1997)

10.64. El carácter básico del amoníaco se debe a:
a) Que el nitrógeno tiene grado de oxidación +3.
b) La posición del nitrógeno en el sistema periódico.
c) La ausencia de oxígeno en la molécula.
d) El par de electrones sin compartir del nitrógeno.

(O.Q.L. Murcia 1997)

10.65. Si el pH de una disolución de un ácido monoprótico fuerte es 2,17. ¿Entre qué valores estará comprendida la concentración molar de la disolución respecto a dicho ácido?
a) Entre 0,0001 y 0,001.
b) Entre 0,001 y 0,01.
c) Entre 0,01 y 0,10.
d) Entre 0,10 y 1,00.

(O.Q.L. Murcia 1998)

10.66. Señale cuál de las siguientes propuestas es la correcta:
a) El catión Fe (II) es un ácido de Lewis más fuerte que el Fe (III).
b) El catión Al^{3+} es un ácido de Lewis más fuerte que el catión Li^{+}.
c) Tanto el BF_3 como el $AlCl_3$ son susceptibles de actuar como bases de Lewis.
d) Ninguna de las anteriores afirmaciones es cierta.

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

10.67. ¿Qué sucede en una disolución diluida de un ácido fuerte HX?
a) Hay especies X^{-}, H^{+} y HX en concentraciones apreciables.
b) Hay HX en mayor proporción que X^{-} y H^{+}.
c) La concentración de protones es muy superior a la de aniones.
d) La disociación es total.

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

10.68. En la reacción en equilibrio:

$$HX\ (ac) + Y^{-}\ (ac) \longleftrightarrow HY\ (ac) + X^{-}\ (ac)$$

con K_c >> 1. ¿Qué se verifica?
a) La acidez de la especie HY >> HX.
b) La basicidad de la especie Y^{-} >> X^{-}.
c) La especie X^{-} es mejor aceptora de un protón que Y^{-}.
d) La reacción está poco desplazada hacia la derecha.

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

10.69. ¿Qué ocurrirá si aumenta el pH de una disolución acuosa saturada de H_2S?
a) Aumentará la $[H_2S]$.
b) Aumentarán la $[H_2S]$ y $[S^{2-}]$.
c) Disminuirá $[H_2S]$ y aumentará $[S^{2-}]$.
d) Aumentará $[H_3O^{+}]$.

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

10.70. A la misma temperatura un ácido HX tiene un pK de 4 en el disolvente A y un pK de 2 en el disolvente B. ¿Qué afirmación es cierta?
a) El disolvente A es más básico que el B.
b) El disolvente B es más básico que el A.
c) Los dos disolventes son igualmente básicos.
d) Es imposible ya que el pK de un ácido no depende del disolvente.

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

10.71. Señale cuál de las siguientes propuestas es la correcta:
a) El catión Fe^{2+} es un ácido de Lewis más fuerte que el Fe^{3+}.
b) El catión Li^{+} es un ácido de Lewis más fuerte que el catión Al^{3+}.
c) El BF_3 y el $AlCl_3$ pueden actuar como ácidos.
d) Ni el CF_4 ni el SiF_4 pueden actuar como ácidos.

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

10.72. Cuando se añaden 10^{-3} moles de un ácido fuerte a un litro de agua a 25°C, cuál de las siguientes afirmaciones es cierta:
a) La constante de ionización del agua aumenta.
b) Aumenta el grado de ionización del agua.
c) Disminuye el porcentaje de ionización del agua.
d) El porcentaje de ionización del agua no se modifica si no cambia la temperatura.

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

10.73. ¿Por qué el ion OH^- es la base más fuerte que existe en disolución acuosa?
a) Porque es la base conjugada del H_3O^+.
b) Porque no hay otras bases más que el ion OH^-.
c) Porque los OH^- se encuentran siempre en disolución acuosa.
d) Porque el agua reacciona completamente con las bases fuertes para dar iones OH^-.

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

10.74. Se tiene un litro de disolución de ácido acético y un litro de disolución de HCl. Ambas disoluciones tienen el mismo pH, por lo tanto, para neutralizar con sosa de la misma concentración:
a) El ácido acético necesita mayor cantidad de sosa.
b) El HCl necesita mayor cantidad de sosa.
c) Los dos ácidos necesitan la misma cantidad de sosa.
d) Se necesitan más datos para saber que ácido necesita más sosa para su neutralización.

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

10.75. Indique cuál de las siguientes proposiciones es falsa respecto del agua:
a) Es una sustancia anfótera.
b) En algunas sales produce hidrólisis.
c) Su producto iónico es igual a 10^{-14} a cualquier temperatura.
d) Su pH es 7.

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

10.76. Indique cuál de las siguientes proposiciones es falsa:
a) No todos los indicadores viran cuando el pH es igual 7.
b) Las disoluciones de CH_3COONa tienen carácter ácido debido a la hidrólisis.
c) La constante de hidrólisis depende de la temperatura.
d) La disolución que contiene amoníaco presenta pH > 7.

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

10.77. Si el pH de una disolución es 1,7 indique cuál de las siguientes proposiciones es cierta:
a) Se trata de un ácido débil.
b) Es un caso de hidrólisis de sal de ácido fuerte y base débil.
c) La concentración de iones oxonio en la disolución es $2 \cdot 10^{-2}$ M.
d) El pOH vale 11,3.

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

10.78. Indique cuál de las siguientes proposiciones es falsa:
a) En las disoluciones ácidas el pH < 7.
b) En las disoluciones básicas el pOH < 7.
c) Los ácidos orgánicos son ácidos débiles.
d) Los ácidos polipróticos débiles ceden a la vez todos los protones.

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

SOLUCIONES									
10.1	a	10.2	a	10.3	a	10.4	c	10.5	b
10.6	d	10.7	a	10.8	a	10.9	a	10.10	e
10.11	a	10.12	c	10.13	c	10.14	c	10.15	d
10.16	b	10.17	b	10.18	d	10.19	d	10.20	e
10.21	c	10.22	a	10.23	b	10.24	c	10.25	b
10.26	c	10.27	c	10.28	b	10.29	c	10.30	b
10.31	e	10.32	e	10.33	c	10.34	c	10.35	a
10.36	b	10.37	d	10.38	d	10.39	e	10.40	c
10.41	a	10.42	c	10.43	a	10.44	e	10.45	d
10.46	b	10.47	a	10.48	b	10.49	b	10.50	d
10.51	e	10.52	d	10.53	a	10.54	b	10.55	c
10.56	b	10.57	b	10.58	d	10.59	a	10.60	d
10.61	c	10.62	b	10.63	c	10.64	d	10.65	b
10.66	b	10.67	d	10.68	b	10.69	d	10.70	d
10.71	d	10.72	d	10.73	d	10.74	a	10.75	c
10.76	b	10.77	c	10.78	d				

11. ELECTROQUÍMICA

11.1. ¿Cuántos moles de Cl_2 (g) se producen por electrólisis de una disolución acuosa concentrada de NaCl, si se utiliza una corriente de 2,00 A de intensidad durante 8,0 horas?
a) 0,298
b) 0,149
c) 0,894
d) 0,596
e) 0,00496
(F = 96500 $C\cdot mol^{-1}$)

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Castilla y León 2002)

11.2. La semirreacción que ocurre en el ánodo durante la electrólisis de cloruro sódico fundido es:
a) Na^+ (l) + e^- ⟶ Na (l)
b) Cl_2 (g) + 2 e^- ⟶ 2 Cl^- (l)
c) 2 H_2O (l) ⟶ O_2 (g) + 4 H^+ (aq) + 4 e^-
d) 2 Cl^- (l) ⟶ Cl_2 (g) + 2 e^-
e) Na (l) ⟶ Na^+ (l) + e^-

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.N. Ciudad Real 1997)

11.3. Los potenciales normales de electrodo para las siguientes reacciones son:

Ag^+ (aq) + e^- ⟶ Ag (s)	E° = 0,80 V
Fe^{3+} (aq) + e^- ⟶ Fe^{2+} (aq)	E° = 0,77 V
Cu^{2+} (aq) + 2 e^- ⟶ Cu (s)	E° = 0,34 V

El agente reductor más fuerte es:
a) Ag^+ (aq)
b) Ag (s)
c) Fe^{2+} (aq)
d) Cu (s)
e) Cu^{2+} (aq)

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Castilla y León 2002)

11.4. Los productos de la electrólisis de $MgCl_2$ fundido son:
a) H_2 (g) y Cl_2 (g)
b) Mg (l) y OH^-(aq)
c) Mg (l) y Cl_2 (g)
d) Mg (l) y O_2 (g)
e) H_2 (g) y O_2 (g)

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

11.5. Si se hace pasar, una carga eléctrica de 1020 C a través de una disolución de $AgNO_3$ (aq), calcule el número de moles de plata depositados.
a) 0,0212
b) 2,00
c) 0,0106
d) 1,00
e) 0,0424
(F = 96500 $C\cdot mol^{-1}$)

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

11.6. En la siguiente reacción:

$$2\ Al\ (s) + 2\ OH^- \ (aq) + 6\ H_2O\ (l) \longrightarrow 3\ H_2\ (g) + 2\ Al(OH)_4^-\ (aq)$$

¿Cuál es el agente reductor?

a) H_2O
b) OH^-
c) H_2
d) Al
e) $Al(OH)_4^-$

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

11.7. Para la siguiente semirreacción redox:

$$ClO^-\ (aq) \longrightarrow Cl^-\ (aq)\text{ , en medio básico.}$$

¿Cuántos electrones aparecen en la reacción ajustada?

a) 1
b) 2
c) 6
d) 3
e) 8

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

11.8. ¿Cuál de las siguientes especies químicas actúa solamente como agente reductor?

a) H_2
b) S
c) Na^+
d) Na
e) F_2

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

11.9. Para convertir ClO_4^- en Cl^- se necesita:

a) Temperatura alta.
b) Una base fuerte.
c) Un ácido fuerte.
d) Un agente reductor.
e) Un agente oxidante.

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

11.10. La semirreacción ajustada que representa H_2O_2 (aq) actuando como un agente oxidante en disolución ácida es:

a) $2\ H_2O\ (l) \longrightarrow H_2O_2\ (aq) + 2\ H^+\ (aq) + 2\ e^-$
b) $H_2O_2\ (aq) + 2\ H^+\ (aq) + 2\ e^- \longrightarrow 2\ H_2O\ (l)$
c) $H_2O_2\ (aq) \longrightarrow O_2\ (g) + 2\ H^+\ (aq) + 2\ e^-$
d) $H_2O_2\ (aq) \longrightarrow O_2\ (g) + H_2\ (g) + 2\ e^-$
e) $O_2\ (g) + 2\ H^+\ (aq) + 2\ e^- \longrightarrow H_2O_2\ (aq)$

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

11.11. ¿Cuál es el estado de oxidación del manganeso en el permanganato potásico ($KMnO_4$)?

a) -8
b) +7
c) -7
d) +16
e) +8

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

11.12. Dada la reacción:

$$Cl_2 + 2\ NaI \longrightarrow 2\ NaCl + I_2$$

De los siguientes enunciados, señale el que considere correcto:

a) La molécula de Cl_2 actúa como reductor.
b) Los iones Na^+ actúan como oxidantes.
c) El I_2 es el oxidante conjugado de los iones I^-.
d) Los iones Cl^- son los oxidantes conjugados del Cl_2.
e) El número de oxidación del cloro aumenta en esta reacción.

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Castilla y León 2002)

11.13. Si el número de moles de electrones, así como el de todas las especies químicas que intervienen en la reacción de una pila se multiplica por dos:

a) El potencial de la pila se duplica.
b) El potencial se reduce a la mitad.
c) El potencial no varía.
d) El potencial se eleva al cuadrado.
e) La intensidad de la corriente eléctrica permanece constante.

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.N. Almería 1999)

11.14. ¿Cuál es el estado de oxidación del azufre en el ditionito sódico ($Na_2S_2O_4$)?

a) +8
b) -6
c) +6
d) +3
e) -3

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

11.15. Para la siguiente reacción:

$$MnO_2 + 2\ Cl^- + 4\ H^+ \longrightarrow Mn^{2+} + Cl_2 + 2\ H_2O$$

Los agentes oxidante y reductor, respectivamente, son:

a) Cl^- y Cl_2
b) MnO_2 y Mn^{2+}
c) Cl^- y MnO_2
d) MnO_2 y Cl^-
e) Cl^- y H^+

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

11.16. Para la siguiente reacción:

$2\ Cu^+\ (aq) \longrightarrow Cu\ (s) + Cu^{2+}\ (aq)$, el potencial estándar es 0,19 V a 25° C.

Sabiendo que F = 96489 C, el valor de $\Delta G°$ es:

a) -18,33 kJ
b) -95,00 kJ
c) +37,23 kJ
d) +18,33 kJ
e) -37,23 kJ

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

11.17. ¿Cuál de los siguientes iones será reducido por el ion Cr^{2+} (aq) en condiciones estándar? Potenciales normales de electrodo:

E°	*(Pb^{2+}/Pb)*	*(Ca^{2+}/Ca)*	*(Al^{3+}/Al)*	*(Fe^{2+}/Fe)*	*(Zn^{2+}/Zn)*	*(Cr^{3+}/Cr^{2+})*
(V)	*-0,13*	*-2,87*	*-1,67*	*-0,44*	*-0,76*	*-0,42*

a) Pb^{2+}(aq)
b) Ca^{2+}(aq)
c) Al^{3+}(aq)
d) Fe^{2+}(aq)
e) Zn^{2+}(aq)

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

11.18. Los productos de la electrólisis de una disolución acuosa de H_2SO_4 son:
a) H_2 (g) y OH^- (aq)
b) Na (s) y O_2 (g)
c) O_2 (g) y H^+ (aq)
d) H_2 (g) y O_2 (g)
e) H_2 (g) y H_2SO_3 (aq)

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

11.19. Puede clasificarse como reacción redox:
a) $HBr + H_2SO_4 \longrightarrow Br_2 + SO_2 + H_2O$
b) $Na_2S + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + H_2S$
c) CaO (exceso) + $H_2SO_4 \longrightarrow CaSO_4 + Ca(OH)_2$
d) $CaO + CO_2 \longrightarrow CaCO_3$
e) $H_2S + CuCl_2 \longrightarrow CuS + 2\ HCl$

(O.Q.N. Burgos 1998)

11.20. Para la reacción:

$$MnO_4^- + H^+ + Cl^- \longrightarrow Mn^{2+} + Cl_2$$

Si en la reacción ajustada, el coeficiente estequiométrico del ion MnO_4^- es 2, los coeficientes de H^+, Cl^- y Cl_2, respectivamente son:
a) 8, 10, 5
b) 16, 10, 5
c) 10, 10, 5
d) 4, 8, 4
e) 8, 5, 5

(O.Q.N. Burgos 1998)

11.21. Se hace pasar durante 20 minutos una corriente continua de 15 A de intensidad por tres celdas de electrólisis que contienen cada una, una disolución acuosa de HCl, H_2SO_4 y H_3PO_4, respectivamente.
a) Se obtendrá mayor volumen de hidrógeno en la celda que contiene H_3PO_4.
b) Se obtendrá mayor volumen de hidrógeno en la celda que contiene HCl.
c) Se obtendrá el mismo volumen de hidrógeno en las tres celdas.
d) En una de las celdas se desprenderá cloro en el cátodo.
e) En una de las celdas se obtiene SO_2 en el cátodo.

(O.Q.N. Burgos 1998)

11.22. Durante la electrólisis de una disolución acuosa de $CuCl_2$ con electrodos de cobre:
a) Se obtiene cobre metálico en el ánodo.
b) Al circular durante 96489 s una corriente de un amperio, se deposita 1 mol de Cu.
c) Se oxidan las impurezas de metales más nobles que el cobre que acompañan al ánodo.
d) Se deposita cobre metálico en el cátodo.
e) Los metales activos se depositan en el ánodo.

(O.Q.N. Burgos 1998)

11.23. ¿Cuál de las siguientes semirreacciones puede tener lugar en el ánodo de una célula electroquímica?
a) $Cu^{2+} \longrightarrow Cu$
b) $F_2 \longrightarrow F^-$
c) $O_2 \longrightarrow H_2O$
d) $HAsO_2 \longrightarrow As$
e) $Cr^{3+} \longrightarrow Cr_2O_7^{2-}$

(O.Q.N. Burgos 1998)

11.24. Los potenciales normales de electrodo para los siguientes pares redox son:

$Cu^{+} + e^{-} \longrightarrow Cu$ $E° = 0{,}522$ V

$Fe^{3+}\ e^{-} \longrightarrow Fe^{2+}$ $E° = 0{,}770$ V

$Ag^{+} + e^{-} \longrightarrow Ag$ $E° = 0{,}80$ V

$Cu^{2+} + 2\ e^{-} \longrightarrow Cu$ $E° = 0{,}34$ V

¿Cuál de las siguientes especies será reducida por Fe^{2+}(ac) en condiciones estándar?

a) H^{+} (ac)
b) Cu^{+} (ac)
c) Ag^{+} (ac)
d) Cu^{2+} (ac)
e) AgCl (s)

(O.Q.N. Burgos 1998)

11.25. El bromuro de hidrógeno puede obtenerse por:

a) Reacción de KBr con ácido fluorhídrico concentrado y caliente.
b) Reacción de KBr con ácido nítrico concentrado y caliente.
c) Reacción de KBr con ácido fosfórico concentrado y caliente.
d) Electrólisis de una disolución acuosa de NaBr.
e) Hidrólisis de bromato sódico.

(O.Q.N. Almería 1999)

11.26. Cuando se añade H_2SO_4 a una disolución de KI, se forma I_2 y se detecta olor a H_2S. Cuando se ajusta la ecuación para esta reacción, el número de electrones transferidos es:

a) 4
b) 1
c) 0
d) 8
e) 2

(O.Q.N. Almería 1999)

11.27. La semirreacción ajustada que representa H_2O_2 (aq) actuando como un agente reductor en disolución ácida es:

a) $2\ H_2O\ (l) \longrightarrow H_2O_2\ (aq) + 2\ H^{+}\ (aq) + 2\ e^{-}$
b) $H_2O_2\ (aq) \longrightarrow O_2\ (g) + H_2\ (g) + 2\ e^{-}$
c) $H_2O_2\ (aq) + 2\ H^{+}\ (aq) + 2\ e^{-} \longrightarrow 2\ H_2O\ (l)$
d) $O_2\ (g) + 2\ H^{+}\ (aq) + 2\ e^{-} \longrightarrow H_2O_2\ (aq)$
e) $H_2O_2\ (aq) \longrightarrow O_2\ (g) + 2\ H^{+}\ (aq) + 2\ e^{-}$

(O.Q.N. Almería 1999)

11.28. En una célula electroquímica, el tipo de iones atraído hacia el ánodo y el cátodo, respectivamente y el signo del ánodo y el cátodo, respectivamente, son:

a) Cationes, aniones; +, –
b) Cationes, aniones; –, +
c) Aniones, cationes; –, +
d) Aniones, cationes; +, –
e) Coinciden con los de una célula electrolítica.

(O.Q.N. Almería 1999)

11.29. ¿Cuántos moles de O_2 (g) se producen en la electrólisis de Na_2SO_4 (aq), si se hace pasar una corriente de 0,120 A a través de la disolución durante 65,0 min exactamente?

a) 0,0000808
b) 0,00485
c) 0,00242
d) 0,00121
e) 0,0000202

($F = 96500\ C \cdot mol^{-1}$)

(O.Q.N. Almería 1999)

11.30. Para la siguiente célula electroquímica:

$Al (s) / Al^{3+} (0,18 M) // Fe^{2+} (0,85 M) / Fe(s)$

Si los potenciales normales de electrodo del Al^{3+} y del Fe^{2+} son respectivamente, -1,676 y -0,440 V, el potencial de la célula es:

a) 0,500 V
b) 1,243 V
c) 1,236 V
d) -2,116V
e) -1,236 V

(O.Q.N. Almería 1999)

11.31. Dados los siguientes potenciales normales de electrodo en voltios, el agente reductor más fuerte es:

a) Al (s)
b) Cu (s)
c) Zn (s)
d) Fe^{2+} (ac)
e) Cu^{+} (ac)

Potenciales normales de electrodo (E°): (Al^{3+}/Al) = -1,66 V; (Cu^{2+}/Cu) = 0,34 V;
(Zn^{2+}/Zn) = -0,76 V; (Fe^{3+}/Fe^{2+}) = 0,77 V; (Cu^{2+}/Cu^{+}) = 0,15 V.

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.N. Barcelona 2001)

11.32. Se produce una reacción redox entre los siguientes reactivos

a) H_2SO_4 con $Al(OH)_3$
b) HCl con $KMnO_4$
c) H_3PO_4 con Na_2S
d) HCl con ZnO
e) H_2S con Cu^{2+}

(O.Q.N. Almería 1999)

11.33. Se producirá mayor corrosión en el caso de:

a) Hierro en ambiente seco.
b) Hierro revestido con cinc.
c) Hierro revestido de níquel.
d) Hierro sumergido en una disolución de NaCl.
e) Hierro sumergido en agua.

(O.Q.N. Almería 1999)

11.34. La fem estándar de la célula:

$Sn (s) / Sn^{2+} (ac) // Zn^{2+} (ac) / Zn (s)$ es -0,62 V.

Si la concentración de ambos iones cambiara a 0,1 M, ¿qué valor tomaría la fem de la pila?

a) Permanecería inalterado.
b) Se haría mucho menor.
c) Se haría un poco menor.
d) Es imposible calcularlo con los datos que se tienen.
e) Tomaría un valor positivo.

(O.Q.N. Murcia 2000)

11.35. Respecto a los procesos de oxidación-reducción, ¿qué afirmación es correcta?

a) La reducción del ion yodato hasta yodo molecular, en medio ácido, implica la transferencia de 10 electrones.
b) En la reacción $2\ Cu (s) + O_2 (g) \longrightarrow 2\ CuO (s)$ el cobre se reduce.
c) Un elemento se reduce cuando al cambiar su número de oxidación lo hace de menos a más positivo.
d) Un elemento se oxida cuando al cambiar su número de oxidación lo hace de menos a más negativo.
e) El ion dicromato se considera un agente reductor en medio ácido.

(O.Q.N. Murcia 2000)

11.36. Sabiendo que:

$$MnO_4^- (ac) + 8\ H^+ (ac) + 5\ e^- \longrightarrow Mn^{2+} (ac) + 4\ H_2O\ (l)$$

$$Fe^{2+} (ac) \longrightarrow Fe^{3+} (ac) + e^-$$

¿Cuál será el mínimo volumen, en cm^3, que se necesitará, de una disolución acidificada de tetraoxomanganato (VII) de potasio 0,002 M, para oxidar completamente 0,139 g de un compuesto de hierro (II) cuya masa molecular relativa es 278?

a) 5
b) 25
c) 50
d) 100
e) 500

(O.Q.N. Murcia 2000)

11.37. Dados los semisistemas:

$$2\ H^+ (ac) + 2\ e^- \longrightarrow H_2 (g) \qquad E° = 0\ V$$

$$Zn^{2+} (ac) + 2\ e^- \longrightarrow Zn\ (s) \qquad E° = -0,76\ V$$

¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

a) H^+ (ac) [1 M] reduce a Zn^{2+} (ac) [1 M].
b) Zn^{2+} (ac) [1 M] reduce a H^+ (ac) [1 M].
c) H^+ (ac) [1 M] oxida a Zn (s).
d) H_2 (g) oxida a Zn (s).
e) No hay reacción entre H^+ (ac) y Zn (s).

(O.Q.N. Murcia 2000)

11.38. Para la siguiente célula galvánica:

$$Ag\ (s)\ /\ Ag^+ (AgI\ sat.)\ //\ Ag^+ (0,100\ M)\ /\ Ag\ (s)$$

si la fuerza electromotriz en condiciones estándar E° = +0,417 V, la constante del producto de solubilidad del AgI es:

a) $1,5 \cdot 10^{-12}$
b) $0,82 \cdot 10^{-10}$
c) $6,7 \cdot 10^{-11}$
d) $8,3 \cdot 10^{-17}$
e) $11,8 \cdot 10^{-15}$

(O.Q.N. Barcelona 2001)

11.39. ¿Cuánto tiempo tardarán en depositarse 0,00470 moles de oro por electrólisis de una disolución acuosa de $K[AuCl_4]$ utilizando una corriente de 0,214 amperios?

a) 35,3 min
b) 70,7 min
c) 106 min
d) 23,0 min
e) 212 min

($F = 96500\ C \cdot mol^{-1}$)

(O.Q.N. Barcelona 2001)

11.40. En una tabla de potenciales normales de electrodo a 25°C, se han encontrado los valores para los pares Cu^{2+}/Cu^+ y Cu^+/Cu, que son +0,16 V y +0,52 V, respectivamente. El potencial correspondiente al par Cu^{2+}/Cu es:

a) +0,36 V
b) -0,68 V
c) +0,68 V
d) +0,34 V
e) -0,34 V

(O.Q.N. Barcelona 2001)

11.41. ¿Cuál de las siguientes especies reacciona únicamente como agente oxidante?
a) F_2
b) Na
c) H_2
d) F^-
e) Cl_2

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Madrid 2004)

11.42. En el ion complejo $[CrCl_2(NH_3)_4]^+$, el estado de oxidación del cromo y su número de coordinación, respectivamente, son:
a) 0 y 6
b) 0 y 7
c) +3 y 4
d) +3 y 6
e) -3 y 6

(O.Q.N. Barcelona 2001)

11.43. En la obtención de metales mediante procesos electrolíticos, ¿cuál de los siguientes metales supone mayor consumo de electricidad por tonelada de metal a partir de sus sales?
a) Na
b) Mg
c) Cu
d) Ba
e) Al

(O.Q.N. Barcelona 2001)

11.44. El cesio metálico puede obtenerse:
a) Por electrólisis de una disolución acuosa de cloruro de cesio.
b) Por electrólisis de una disolución acuosa de hidróxido de cesio.
c) Por electrólisis de cloruro de cesio fundido.
d) Por reducción de carbonato de cesio con ácido sulfúrico.
e) Por reducción de una disolución acuosa de cloruro de cesio mediante litio metálico.

(O.Q.N. Barcelona 2001)

11.45. En el proceso de galvanizado, el hierro se recubre con cinc. Esta protección química es más semejante a la proporcionada por:
a) Un objeto de hierro recubierto con plata.
b) Un bote de hierro recubierto con estaño.
c) Una tubería de cobre cubierta con pintura de tipo polimérico.
d) Conexión de tuberías de cobre utilizando soldadura de plomo.
e) Una barra de magnesio conectada a una tubería de hierro.

(O.Q.N. Oviedo 2002)

11.46. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones sobre la reacción de oxidación-reducción que tiene lugar en una célula galvánica en condiciones estándar, es cierta?
a) $\Delta G°$ y $E°$ son positivos y K_{eq} es mayor que 1.
b) $\Delta G°$ es negativo, $E°$ positivo y K_{eq} es mayor que 1.
c) $\Delta G°$ es positivo, $E°$ negativo y K_{eq} es menor que 1.
d) $\Delta G°$ y $E°$ son negativos y K_{eq} es mayor que 1.
e) $\Delta G°$ y $E°$ son negativos y K_{eq} es menor que 1.

(O.Q.N. Oviedo 2002)

11.47. Los potenciales normales de electrodo para el Al^{3+}/Al y Cr^{3+}/Cr son -1,66 V y -0,74 V, respectivamente. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es cierta para la siguiente reacción en condiciones estándar?

$$Al + Cr^{3+} \longrightarrow Al^{3+} + Cr$$

a) E° = 2,40 V y la reacción es espontánea.
b) E° = 0,92 V y la reacción es espontánea.
c) E° = -0,92 V y la reacción es no espontánea.
d) E° = -0,92 V y la reacción es espontánea.
e) E° = -2,40 V y la reacción es no espontánea.

(O.Q.N. Oviedo 2002)

11.48. Se conectan en serie tres células electrolíticas con disoluciones acuosas de CH_3COOH, H_2SO_4 y H_3PO_4, respectivamente.

a) Se recogerá igual volumen de hidrógeno en las tres células.
b) Se recogerá mayor volumen de hidrógeno en la célula de H_3PO_4.
c) Se recogerá mayor volumen de hidrógeno en la célula de H_2SO_4.
d) Se recogerá mayor volumen de hidrógeno en la célula de CH_3COOH.
e) Se recogerá aproximadamente el mismo volumen de hidrógeno en las células de CH_3COOH y H_3PO_4.

(O.Q.N. Tarazona 2003)

11.49. La semirreacción en el ánodo de una célula galvánica es la siguiente:

$$Zn\ (s) \longrightarrow Zn^{2+} + 2\ e^-$$

¿Cuál es la carga máxima, en culombios, que puede producirse en una célula con un ánodo de 6,54 g de cinc?

a) 4820 C
b) 9650 C
c) 19306 C
d) 38600 C
e) 48200 C

(1 Faraday = 96500 C; $M_{atómica}$ (Zn) = 65,38)

(O.Q.N. Tarazona 2003)

11.50. Conociendo los potenciales normales de electrodo de las siguientes reacciones:

$$2\ H_2O\ (l) + 2\ e^- \longrightarrow H_2\ (g) + 2\ OH^-\ (aq) \qquad E° = -0,8\ V$$

$$Na^+\ (aq) + e^- \longrightarrow Na\ (s) \qquad E° = -2,7\ V$$

$$Cl_2\ (g) + 2\ e^- \longrightarrow 2\ Cl^-\ (aq) \qquad E° = +1,4\ V$$

¿Qué puede observarse cuando se introducen dos electrodos inertes en una disolución de cloruro de sodio en agua y se conectan a los terminales de una batería de 2,0 V?

a) Aparece sodio sólido en el ánodo y cloro gas en el cátodo.
b) Aparece gas cloro en el ánodo y sodio sólido en el cátodo.
c) Aparece hidrógeno gas en el cátodo y sodio sólido en el ánodo.
d) Aparece hidrógeno gas en el ánodo y cloro gas en el cátodo.
e) Aparece cloro gas en el ánodo e hidrógeno gas en el cátodo.

(O.Q.N. Tarazona 2003)

11.51. Si el cambio de energía libre para la combustión en condiciones estándar de un mol de CH_4 (g) es $\Delta G°$ = -818 kJ, el voltaje estándar que podría obtenerse de una pila de combustión utilizando esta reacción es:

a) 0,53 V
b) -1,06 V
c) 1,06 V
d) 4,24 V
e) 8,48 V

(F = 96500 $C \cdot mol^{-1}$)

(O.Q.N. Tarazona 2003)

11.52. Teniendo en cuenta que K_{ps} ($NiCO_3$) = $1{,}42·10^{-7}$; E° (Ni^{2+}/Ni) = -0,257 V, el valor del potencial de la siguiente voltaica a 25°C:

Ni (s) / Ni^{2+}(dis. sat. $NiCO_3$) // Ni^{2+}(0,0100 M) / Ni (s), es:

a) +0,257 V
b) -0,257 V
c) 0,00 V
d) 0,00844 V
e) 0,0422 V

(O.Q.N. Tarazona 2003)

11.53. Conociendo los siguientes potenciales normales de electrodo ¿cuál de las siguientes reacciones se producirá de forma espontánea?

Cu^{2+} (aq) + 2 e^- ⟶ Cu (s)   E° = +0,3 V
Zn^{2+} (aq) + 2 e^- ⟶ Zn (s)   E° = -0,8 V
Mn^{2+} (aq) + 2 e^- ⟶ Mn (s)   E° = -1,2 V

a) Mn^{2+} + Cu ⟶ Mn + Cu^{2+}
b) Mn^{2+} + Zn ⟶ Mn + Zn^{2+}
c) Zn^{2+} + Cu ⟶ Zn + Cu^{2+}
d) Zn^{2+} + Mn ⟶ Zn + Mn^{2+}
e) Cu^{2+} + Zn^{2+} ⟶ Cu + Zn

(O.Q.N. Tarazona 2003)

11.54. ¿Cuál sería el ΔG de la reacción siguiente a 25°C?

2 Ag^+ (0,1 M) + Sn (s) ⟷ 2 Ag (s) + Sn^{2+} (0,5 M)   E° = 0,94 V.

a) -4120 cal
b) +17,169 kJ
c) +41,2 kcal
d) -171694 J
e) -17,169 kJ
(F = 96500 $C·mol^{-1}$; R = 8,3 $J·K^{-1}·mol^{-1}$; 1 J = 0,24 cal)

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

11.55. Se quiere platear una cuchara de 20 cm^2 de área, hasta un espesor de 10^{-4} m, con una disolución de $Ag(CN)_2^-$, pasando una corriente de 0,02 A. ¿Cuánto tiempo se tardaría?

a) 1,232 min
b) 2,5 días
c) 26,1 h
d) 9391,5 s
e) 52,1 h
(Densidad (Ag) = 10,5 g/cm^3; $M_{atómica}$ (Ag) = 107,9; F = 96485 $C·mol^{-1}$)

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

11.56. Para la siguiente reacción:

Cr (s) + 3 H^+ (ac) ⟷ Cr^{3+} (s) + $\frac{3}{2}$ H_2 (g)   ΔG° = -214,23 kJ.

¿Cuál será el valor de E°(Cr^{3+}/Cr)?

a) -0,74 V
b) -2,14 V
c) +2,14 V
d) -74 mV
e) +0,74 V
(Constante de Faraday = 96485 $C·mol^{-1}$)

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

11.57. Indique cuál de los siguientes elementos químicos tiene mayor carácter reductor:
a) Mg
b) Ge
c) Al
d) K
e) S

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004) (O.Q.L. Madrid 2004)

11.58. ¿Cuál es el elemento que se oxida en una reacción entre etileno y una disolución acuosa de permanganato potásico?
a) Carbono
b) Hidrógeno
c) Oxígeno
d) Potasio
e) Manganeso

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

11.59. ¿Cuál de las siguientes reacciones es una reacción de desproporción?
a) $Br_2 + H_2O \longrightarrow HOBr + Br^- + H^+$
b) $S + SO_2 + H_2O \longrightarrow S_2O_3^{2-} + 2\ H^+$
c) $HClO + OH^- \longrightarrow H_2O + OCl^-$
d) $2\ S^{2-} + 2\ CrO_4^{2-} + 8\ H_2O \longrightarrow 3\ S + Cr(OH)_3 + 10\ OH^-$
c) $HF \longrightarrow H^+ + F^-$

(O.Q.N. Luarca 2005)

11.60. La reacción neta en una celda voltaica con E° = +0,726 V es:

$$2\ Fe^{3+}\ (ac) + 3\ Zn\ (s) \longleftrightarrow 2\ Fe\ (s) + 3\ Zn^{2+}\ (ac)$$

El valor de $\Delta G°$ para esta reacción es:
a) -210 kJ
b) -140 kJ
c) -700 kJ
d) -463 kJ
e) -420 kJ
($F = 96485\ C·mol^{-1}$)

(O.Q.N. Luarca 2005)

11.61. Dos celdas que contienen disoluciones de $AgNO_3$ y $CuSO_4$, respectivamente, se conectan en serie y se electrolizan. El cátodo de la celda de $AgNO_3$ aumentó su peso 1,078 g, ¿cuánto aumentó el cátodo de la otra celda?
a) 0,127 g
b) 0,6354 g
c) 3,177 g
d) 0,318 g
e) Ninguno de estos valores.
(Masas atómicas: Ag = 107,8; Cu = 63,5)

(O.Q.N. Luarca 2005)

11.62. ¿Cuál es el valor del potencial, E, de la siguiente célula?

$$Pt\ /\ Sn^{2+}\ (0,233\ M)\ /\ Sn^{4+}\ (1,05\ M)\ //\ Ag^{+} (2,22·10^{-2}\ M)\ /\ Ag\ (s)$$

a) 0,763 V
b) 0,529 V
c) 0,412 V
d) 0,680 V
e) 0,578 V
($E°\ (Sn^{4+}/Sn^{2+}) = 0,154\ V$; $E°\ (Ag^{+}/Ag) = 0,799\ V$)

(O.Q.N. Luarca 2005)

11.63. Una disolución blanqueadora puede prepararse haciendo burbujear cloro gas a través de una disolución de hidróxido de sodio:

$$Cl_2\ (g) + 2\ OH^- \ (ac) \longrightarrow Cl^- \ (ac) + ClO^- \ (ac) + H_2O\ (l)$$

El cloro necesario puede obtenerse por electrólisis de cloruro sódico fundido. ¿Qué volumen de disolución de hipoclorito 0,30 M podría prepararse a partir del cloro obtenido por electrólisis si se utiliza una corriente de 3,0 amperios durante 25 minutos?

a) 78 mL
b) 63 mL
c) 40 mL
d) 31 mL
e) 26 mL

(F = 96485 $C \cdot mol^{-1}$)

(O.Q.N. Luarca 2005)

11.64. Se valora una muestra de 4,5 g de sangre con 10,5 mL de $K_2Cr_2O_7$ 0,0400 M para determinar el contenido de alcohol de acuerdo con la siguiente reacción. ¿Cuál es el contenido de alcohol en sangre expresado en porcentaje en masa?

$$16\ H^+ + 2\ Cr_2O_7^{2-} + C_2H_5OH \longrightarrow 4\ Cr^{3+} + 11\ H_2O + 2\ CO_2$$

a) 0,43 %
b) 0,21 %
c) 0,090 %
d) 0,35 %
e) 0,046 %

(Masas atómicas: H = 1,008; C = 12,011; O = 15,999; K = 39,098; Cr = 52,00)

(O.Q.N. Vigo 2006)

11.65. Complete y ajuste la siguiente reacción redox:

ácido sulfhídrico + permanganato potásico + HCl ⟶ azufre +

Los coeficientes del permanganato y del azufre son, respectivamente:

a) 2 y 4
b) 1 y 6
c) 2 y 5
d) 4 y 2
e) 2 y 3

(O.Q.N. Vigo 2006)

11.66. El número de coordinación y el estado de oxidación del ion metálico central en el complejo $[CrBr_2(NH_3)_4]^+$ son, respectivamente:

a) 6 y +1
b) 6 y +3
c) 2 y +1
d) 2 y +3
e) 4 y +3

(O.Q.N. Vigo 2006)

11.67. Ajuste la siguiente reacción redox en medio ácido e indique los coeficientes de MnO_4^- y ClO_3^-:

$$Cl^- + MnO_4^- \longrightarrow ClO_3^- + Mn^{2+}$$

a) 2 y 3
b) 2 y 2
c) 6 y 5
d) 4 y 3
e) 3 y 2

(O.Q.N. Vigo 2006)

11.68. Calcule la intensidad de corriente necesaria para producir 30 mL de gas oxígeno, medidos en condiciones normales, mediante electrólisis del agua en 10 minutos.

a) 2,58 A
b) 0,86 A
c) 3,44 A
d) 1,72 A
e) 0,16 A
(F = 96485 C/mol)

(O.Q.N. Vigo 2006)

11.69. Calcule el potencial de electrodo estándar, es decir, E° para la célula en la que se produce la siguiente reacción:

$$10\ Br^{-}\ (aq) + 2\ MnO_4^{-}\ (aq) + 16\ H^{+}\ (aq) \longrightarrow 2\ Mn^{2+}\ (aq) + 8\ H_2O\ (l) + 5\ Br_2\ (l)$$

(E° (Br_2/Br^{-}) = 1,065 V; E° (MnO_4^{-}/Mn^{2+}) = 1,51 V)

a) -0,44 V
b) 7,63 V
c) -9,14 V
d) 2,57 V
e) 0,44 V

(O.Q.N. Vigo 2006)

11.70. La corrosión del hierro es un proceso electroquímico que, en medio ácido, implica los siguientes potenciales de reducción: E° (Fe^{2+}/Fe) = -0,44 V y E° (O_2/H_2O) = +1,23 V. El potencial de la célula estándar basada en la reacción de la corrosión si el pH = 5 y el resto de las especies implicadas se encuentran en condiciones estándar es:

a) 1,67 V
b) -0,19 V
c) -1,37 V
d) 0,19 V
e) 1,37 V
(F = 96485 C/mol; R = 8,314 $J·K^{-1}·mol^{-1}$)

(O.Q.N. Vigo 2006)

11.71. Indique el agente oxidante más fuerte de esta serie: Ag, Al^{3+}, K, F^{-}, H^{+}.

a) Al^{3+}
b) H^{+}
c) Ag
d) K
e) F^{-}
(Datos: E° (Ag^{+}/Ag) = 0,8 V; E° (Al^{3+}/Al) = -1,676 V; E° (K^{+}/K) = -2,92 V; E° (F_2/F^{-}) = 2,86 V; E° (H^{+}/H_2) = 0 V.)

(O.Q.N. Córdoba 2007)

11.72. Se disuelve una muestra de metal (masa atómica = 157) en ácido clorhídrico y se somete a electrólisis la solución. Se encuentra que cuando han pasado por la célula 3215 C, se depositan 1,74 g de metal en el cátodo. En base a esto la carga del ion metálico es:

a) +5
b) +2
c) +3
d) +4
e) -4
(Dato: F= 96485 $C·mol^{-1}$)

(O.Q.N. Córdoba 2007)

11.73. Calcule la constante de equilibrio de la reacción:

$$Br_2 + 2\,I^- \longleftrightarrow I_2 + 2\,Br^-.$$

a) K = $7{,}8 \cdot 10^{7}$
b) K = $7{,}8 \cdot 10^{27}$
c) K = $7{,}8 \cdot 10^{17}$
d) K = 1
e) K = $7{,}8 \cdot 10^{-27}$
(Datos: E° (Br_2/Br^-) = 1,065 V; E° (I_2/I^-) = 0,536 V)

(O.Q.N. Córdoba 2007)

11.74. Si se hace pasar a través de una disolución de $NiCl_2$ la misma cantidad de electricidad que provoca el depósito de 10 g de Cu de una disolución de sulfato de cobre (II), la masa de níquel depositada será:
a) 11,24 g
b) 4,62 g
c) 3,08 g
d) 9,24 g
e) 1,32 g
(Datos: Masas atómicas Cu = 63,54; Ni = 58,71; F = 96485 $C \cdot mol^{-1}$)

(O.Q.N. Córdoba 2007)

11.75. Calcule el potencial de la pila:

$$Pt / H_2\ (g,\ 1\ atm) / H^+\ (0{,}01\ M) // H^+\ (1\ M) / H_2\ (g,\ 1\ atm) / Pt.$$

a) 0,8 V
b) 0,018 V
c) 1,18 V
d) 0,118 V
e) 0 V

(O.Q.N. Córdoba 2007)

11.76. Calcule el producto de solubilidad del AgI sabiendo que la pila:

Ag (s) / Ag^+ (sat AgI) // Ag^+ (0,1 M) / Ag(s) tiene un potencial de E = 0,417 V.

a) $K_{ps} = 2 \cdot 10^{17}$
b) $K_{ps} = 8{,}3 \cdot 10^{-7}$
c) $K_{ps} = 8{,}3 \cdot 10^{-11}$
d) $K_{ps} = 8{,}3 \cdot 10^{-17}$
e) $K_{ps} = 8{,}3 \cdot 10^{-170}$

(O.Q.N. Córdoba 2007)

11.77. El cloro se obtiene en el laboratorio por oxidación del ácido clorhídrico según la siguiente reacción:

$$HCl + X \longrightarrow Cl_2 + XCl_2 + H_2O$$

¿Cuál de las siguientes sustancias se utiliza como reactivo X para oxidar al ácido clorhídrico?
a) Manganeso metal
b) Óxido de manganeso
c) Hidruro de manganeso
d) Dióxido de manganeso

(O.Q.L. Madrid 2003)

11.78. Sabiendo que los potenciales normales de electrodo de los sistemas Cl_2/Cl^- y I_2/I^- valen respectivamente 1,36 V y 0,54 V, se puede afirmar que:
a) El yodo oxida al ion cloruro.
b) El cloro oxida al ion yoduro.
c) El cloro es más básico que el yoduro.
d) El cloro reduce al ion yoduro.

(O.Q.L. Madrid 2003)

11.79. Dada la reacción de oxidación-reducción:

$$2\ MnO_4^-{}_{(ac)} + 5\ H_2O_{2\ (ac)} + 6\ H^+{}_{(ac)} \longrightarrow 2\ Mn^{2+}{}_{(ac)} + 5\ O_{2\ (g)} + 8\ H_2O_{(l)}$$

a) El número de electrones puesto en juego en este proceso es de 2.
b) La especie O_2 es la que resulta de la reducción de H_2O_2 debido al agente reductor MnO_4^-.
c) La especie MnO_4^- es el agente reductor y se oxida a Mn^{2+}.
d) El ion MnO_4^- es el agente oxidante que produce la oxidación del H_2O_2 a O_2.

(O.Q.L. Madrid 2003)

11.80. En una célula voltaica o galvánica (pila):

a) Los electrones se desplazan a través del puente salino.
b) La reducción tiene lugar en el cátodo o polo positivo.
c) Los electrones se mueven desde el cátodo al ánodo.
d) Los electrones salen de la célula por el ánodo o el cátodo, dependiendo de los electrodos utilizados.

(O.Q.L. Madrid 2003)

11.81. Una muestra de Mn (s) se recubre de una capa de color pardo cuando se sumerge en una disolución acuosa 1 M de $FeSO_4$ ¿Qué reacción se produce espontáneamente?

a) $Mn^{2+} + Fe \longrightarrow Mn + Fe^{2+}$
b) $Mn + Fe \longrightarrow Mn^{2+} + Fe^{2+}$
c) $Mn + Fe^{2+} \longrightarrow Mn^{2+} + Fe$
d) Ninguna de las tres anteriores.

(E°: Mn^{2+}/Mn = -1,18 V; Fe^{2+}/Fe = -0,44 V)

(O.Q.L. Madrid 2003)

11.82. Las especies formadas en la electrólisis de una disolución acuosa de cloruro sódico en un proceso industrial cloro-sosa, son:

a) $Cl^-_{(acuoso)}$, $H_{2\ (g)}$, $OH^-_{(acuoso)}$
b) $Cl_{2\ (gas)}$, H_2O
c) $OH^-_{(acuoso)}$, $H^+_{(acuoso)}$, $Cl_{2(gas)}$
d) $H_{2\ (gas)}$, $Cl_{2\ (gas)}$, $NaOH_{(acuoso)}$

(O.Q.L. Madrid 2003)

11.83. ¿Qué masa de cobre se deposita en media hora con una corriente de 2 A que pasa por una disolución acuosa que contiene el ion Cu^{2+}?

a) 11,87 g
b) 1,18 g
c) 24,7 g
d) 0,45 g

(F = 96500 $C·mol^{-1}$; Masa atómica Cu = 63,5 $g·mol^{-1}$)

(O.Q.L. Madrid 2003)

11.84. Indique cuál de las siguientes reacciones se producirá espontáneamente en disolución acuosa a 25°C. Suponga que las concentraciones iniciales de todas las especies disueltas son 1 M.

a) $Ca_{(s)} + Cd^{2+}_{(aq)} \longrightarrow Ca^{2+}_{(aq)} + Cd_{(s)}$
b) $2\ Br^-_{(aq)} + Sn^{2+}_{(aq)} \longrightarrow Br_{2\ (l)} + Sn_{(s)}$
c) $2\ Ag_{(s)} + Ni^{2+}_{(aq)} \longrightarrow 2\ Ag^+_{(aq)} + Ni_{(s)}$
d) $NaCl_{(ac)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow NaOH_{(ac)} + HCl_{(ac)}$

(O.Q.L. Madrid 2004)

11.85. El cloro presenta número de oxidación +1 en el compuesto:

a) HCl
b) NH_4Cl
c) $HClO$
d) ClO_3^-

(O.Q.L. Madrid 2004)

11.86. Dadas las siguientes reacciones y sus correspondientes potenciales normales de electrodo:

$2\ Hg^{2+}_{(aq)} + 2\ e^{-} \longrightarrow Hg_2^{2+}{}_{(aq)}$ $E° = 0,92\ V$

$Hg_2^{2+}{}_{(aq)} + 2\ e^{-} \longrightarrow 2\ Hg_{(l)}$ $E° = 0,85\ V.$

Los valores de $\Delta G°$ y K para el siguiente proceso, a 25°C, son:

$Hg_2^{2+}{}_{(aq)} \longleftrightarrow Hg^{2+}_{(aq)} + Hg_{(l)}$

a) -14 kJ y $4 \cdot 10^{-3}$
b) 14 kJ y 233
c) 14 kJ y $4 \cdot 10^{-3}$
d) 6,8 kJ y 0,065
($F = 96500\ C \cdot mol^{-1}$; $R = 8,3\ J \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$)

(O.Q.L. Madrid 2004)

11.87. La carga eléctrica de un mol de electrones es, aproximadamente:
a) $1,602 \cdot 10^{-19}$ C
b) $9,1 \cdot 10^{-31}$ C
c) $9,65 \cdot 10^{4}$ C
d) $6,023 \cdot 10^{23}$ C
($e = 1,60219 \cdot 10^{-19}$ C)

(O.Q.L. Madrid 2004)

11.88. Señale la proposición correcta:
a) El ácido nítrico tiene propiedades reductoras.
b) Un método que evita la corrosión del hierro es mantenerlo unido a un metal menos activo que él.
c) Una disolución acuosa de sulfuro sódico tiene carácter ácido.
d) Los halógenos forman compuestos covalentes con hidrógeno y con carbono.

(O.Q.L. Madrid 2004)

11.89. ¿Cuántos faradays son necesarios para reducir 0,20 moles de MnO_4^{-} a Mn^{2+}?
a) 0,20
b) 3,00
c) 0,40
d) 1,00

(O.Q.L. Madrid 2004)

11.90. Cuando el anión dicromato actúa como oxidante en medio ácido, el cromo (VI) se reduce a cromo (III). Por tanto la masa equivalente del del dicromato de potasio en este tipo de reacciones es:
a) La mitad de la masa molecular.
b) La tercera parte de la masa molecular.
c) La quinta parte de la masa molecular.
d) La sexta parte de la masa molecular.

(O.Q.L. Murcia 1996)

11.91. El hidrógeno se comporta como un agente oxidante cuando reacciona con:
a) Calcio para dar hidruro de calcio.
b) Bromo para dar bromuro de hidrógeno.
c) Nitrógeno para dar amoníaco.
d) Azufre para dar sulfuro de hidrógeno.

(O.Q.L. Murcia 1997)

11.92. ¿Cuál de las siguientes transformaciones es una oxidación?
a) $Cr_2O_3 \longrightarrow Cr^{3+}$
b) $(CrO_4)^{2-} \longrightarrow (Cr_2O_7)^{2-}$
c) $Cr^{3+} \longrightarrow (CrO_4)^{2-}$
d) $(CrO_4)^{2-} \longrightarrow Cr_2O_3$

(O.Q.L. Murcia 1998)

11.93. La siguiente ecuación química describe un proceso de oxidación del hierro:

$$4\ Fe\ (s) + 3\ O_2\ (g) \longrightarrow Fe_2O_3\ (s)$$

¿Cuál de las siguientes afirmaciones es incorrecta?

a) El hierro metálico es un agente reductor.
b) El Fe^{3+} es un agente oxidante.
c) El hierro metálico se reduce a Fe^{3+}.
d) El O^{2-} es un agente reductor.

(O.Q.L. Murcia 1998)

11.94. ¿En cuál de las siguientes especies químicas presenta el nitrógeno estado de oxidación +1?

a) NO_3^-
b) NO
c) $Ag_2(N_2O_2)$
d) NH_3

(O.Q.L. Murcia 2000)

11.95. ¿En cuál de las siguientes sustancias presenta el hidrógeno estado de oxidación -1?

a) H_2O
b) H_2
c) NaH
d) NaOH

(O.Q.L. Murcia 2002)

11.96. ¿Cuál es el estado de oxidación del vanadio en el compuesto NH_4VO_3?

a) +1
b) +3
c) +5
d) +7

(O.Q.L. Murcia 2003)

11.97. El número de oxidación del nitrógeno en el tetróxido de dinitrógeno es:

a) 2
b) 3
c) 4
d) 5

(O.Q.L. Murcia 2006)

11.98. Si el número de electrones, así como el número de todas las especies químicas que intervienen en los procesos de oxidación y de reducción de una pila galvánica, se multiplica por dos:

a) El potencial de la pila se duplica.
b) El potencial de la pila se reduce a la mitad.
c) El potencial de la pila no varía.
d) El potencial de la pila no varía, lo que varía es la fuerza electromotriz.

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

11.99. El potencial estándar de la pila en la que se produce la siguiente reacción:

$$2\ Cu^{+}\ (ac) \longrightarrow Cu\ (s) + Cu^{2+}\ (ac) \qquad es \qquad E° = 0{,}19\ V$$

Sabiendo que $F = 96489\ C{\cdot}mol^{-1}$, el valor de $\Delta G°$ es:

a) -18,33 kJ
b) -95,00 kJ
c) 37,23 kJ
d) -37,23 kJ

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

11.100. Los coeficientes estequiométricos correctos, indicados en el mismo orden, necesarios para ajustar la ecuación iónica siguiente:

$$NH_4^+ (ac) + Br_2 (l) \longrightarrow N_2 (g) + H^+ (ac) + Br^- (ac) \qquad son:$$

a) 1, 1, ½, 4, 2
b) 2, 3, 1, 8, 6
c) 1, 2, ½, 4, 2
d) 2, 1, 1, 8, 2
e) 1, 2, 1, 4, 4

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

11.101. La semirreacción ajustada que representa al H_2O_2 (ac) actuando como agente reductor en disolución ácida (por ejemplo frente al permanganato) es:

a) $2 H_2O (l) \longrightarrow H_2O_2 (ac) + 2 H^+ (ac) + 2 e^-$
b) $H_2O_2 (ac) \longrightarrow O_2 (ac) + H_2 (g) + 2 e^-$
c) $H_2O_2 (ac) + 2 H^+ (ac) + 2 e^- \longrightarrow 2 H_2O (l)$
d) $H_2O_2 (ac) \longrightarrow O_2 (ac) + 2 H^+ (ac) + 2 e^-$

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

11.102. La f.e.m. estándar de la pila:

Sn (s) / Sn^{2+} (ac) // Zn^{2+} (ac) / Zn (s) es 0,62 V.

Si la concentración de ambos iones cambia a 0,5 M, ¿qué valor tomaría la f.e.m. de la pila?

a) Permanecería inalterado.
b) Se reduce a la mitad.
c) Es imposible calcularlo con los datos de que se dispone.
d) Se hace el doble.

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

11.103. Cierta reacción redox tiene una constante de equilibrio de $2 \cdot 10^{-18}$ a 25°C. De ello se deduce que:

a) La variación de energía libre para la reacción es negativa.
b) La reacción es espontánea en condiciones estándar.
c) En condiciones estándar no se puede obtener trabajo útil de esta reacción.
d) Cuando se alcanza el equilibrio la reacción está desplazada hacia la derecha.

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

11.104. ¿Cuál es el número de oxidación del magnesio en el MgO?

a) -2
b) -1
c) 0
d) +1
e) +2

(O.Q.L. Extremadura 2005)

SOLUCIONES									
11.1	a	11.2	d	11.3	d	11.4	c	11.5	c
11.6	d	11.7	b	11.8	d	11.9	a-d	11.10	b
11.11	b	11.12	c	11.13	c	11.14	d	11.15	d
11.16	a	11.17	a	11.18	d	11.19	a	11.20	b
11.21	c	11.22	d	11.23	e	11.24	c	11.25	c
11.26	d	11.27	e	11.28	c	11.29	d	11.30	b
11.31	a	11.32	b	11.33	d	11.34	a	11.35	a
11.36	c	11.37	c	11.38	d	11.39	c	11.40	d
11.41	a	11.42	d	11.43	e	11.44	c	11.45	e
11.46	b	11.47	b	11.48	a	11.49	c	11.50	e
11.51	c	11.52	e	11.53	d	11.54	d	11.55	c
11.56	e	11.57	d	11.58	a	11.59	a	11.60	e
11.61	d	11.62	b	11.63	a	11.64	b	11.65	c
11.66	b	11.67	c	11.68	b	11.69	e	11.70	e
11.71	b	11.72	c	11.73	c	11.74	d	11.75	d
11.76	d	11.77	d	11.78	b	11.79	d	11.80	b
11.81	c	11.82	d	11.83	b	11.84	a	11.85	c
11.86	c	11.87	c	11.88	d	11.89	d	11.90	d
11.91	a	11.92	c	11.93	c	11.94	c	11.95	c
11.96	c	11.97	c	11.98	c	11.99	a	11.100	b
11.101	d	11.102	a	11.103	c	11.104	e		

12. ESTRUCTURA ATÓMICA

12.1. Un isótopo del elemento K tiene número de masa 39 y número atómico 19. El número de electrones, protones y neutrones, respectivamente, para este isótopo es:
a) 19, 20, 19
b) 19, 39, 20
c) 19, 19, 39
d) 19, 19, 20
e) 20, 19, 19

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

12.2. ¿Cuál de las siguientes combinaciones de valores para n, l, m, s, representa una de las soluciones permitidas de la ecuación de ondas para el átomo de hidrógeno?

	n	l	m	s
a)	2	0	3	-½
b)	2	0	0	½
c)	2	1	-1	1/3
d)	4	2	3	-½
e)	5	6	1	½

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

12.3. Señale la proposición correcta:
a) La longitud de onda característica de una partícula elemental depende de su carga.
b) La transición n = 1 a n = 3 en el átomo de hidrógeno requiere más energía que la transición n = 2 a n = 5.
c) Dos fotones de 400 nm tienen distinta energía que uno de 200 nm.
d) Los fotones de luz visible (500 nm) poseen menor energía que los de radiación infrarroja (10000 nm).
e) Las energías de los electrones de H y He^{+} son iguales si el número cuántico n es el mismo.

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

12.4. La configuración electrónica del Li en el estado fundamental es $1s^2\ 2s^1$ y por tanto:
a) El Li es un elemento del grupo 12.
b) El átomo de Li tiene propiedades magnéticas.
c) La energía del electrón 2s en el Li viene dada por la fórmula de Bohr con n = 2.
d) La energía del orbital 2s en el Li y en el H es la misma.
e) Esta configuración podría ser $1s^2\ 2p^1$ ya que los orbitales 2s y 2p son degenerados.

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Madrid 2004)

12.5. Señale la proposición correcta:
a) Los potenciales de ionización sucesivos de un átomo son cada vez menores.
b) Un átomo que en su estado fundamental, el valor máximo del número cuántico es n = 3, no puede tener más de 18 electrones.
c) En un átomo hidrogenoide (un sólo electrón), la energía del electrón en el orbital con n = 2, l = 0 es menor que la energía en el orbital con n = 2 y l = 1.
d) El primer potencial de ionización de un átomo con n electrones es siempre menor que el de un átomo con (n+1) electrones.
e) Para un átomo hidrogenoide, la energía del electrón en un orbital con n = 1 y l = 0, es la mínima que puede tener.

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Extremadura 2005)

12.6. ¿Cuál de las siguientes ondas electromagnéticas tienen longitud de onda más larga?
a) Rayos cósmicos
b) Microondas
c) Rayos X
d) Rayos γ
e) Luz visible

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004) (O.Q.L. Extremadura 2003)

12.7. Calcule la frecuencia de la radiación de microondas con una longitud de onda de 0,10 cm.
a) $3{,}3\cdot10^{-12}$ Hz
b) $3{,}3\cdot10^{8}$ Hz
c) $3{,}0\cdot10^{9}$ Hz
d) $3{,}0\cdot10^{11}$ Hz
e) $3{,}0\cdot10^{10}$ Hz
(Velocidad de la luz = $3{,}00\cdot10^{8}$ $m\cdot s^{-1}$)

(O.Q.N. Burgos 1998)

12.8. El espectro de emisión del hidrógeno atómico se puede describir como:
a) Un espectro continuo.
b) Series de líneas igualmente espaciadas respecto a la longitud de onda.
c) Un conjunto de series de cuatro líneas.
d) Series de líneas cuyo espaciado disminuye al aumentar el número de ondas.
e) Series de líneas cuyo espaciado disminuye al aumentar la longitud de onda.

(O.Q.N. Almería 1999)

12.9. El conjunto de números cuánticos que caracteriza al electrón externo del átomo de cesio en su estado fundamental es:
a) 6, 1, 1, ½
b) 6, 0, 1, ½
c) 6, 0, 0, -½
d) 6, 1, 0, ½
e) 6, 2, 1, -½

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Almería 2005)

12.10. Indique la combinación correcta de números cuánticos:

	n	l	m	s
a)	0	0	0	½
b)	1	1	0	½
c)	1	0	0	-½
d)	2	1	-2	½
e)	2	2	-2	½

(O.Q.N. Murcia 2000)

12.11. El modelo atómico de Bohr se caracteriza, entre otras cosas, porque:
a) Los electrones tienen aceleración a pesar de no variar su energía.
b) Los electrones excitados dejan de estar en órbitas circulares.
c) Los electrones puede pasar a una órbita superior emitiendo energía.
d) Los electrones tienen la misma velocidad en cualquier órbita.
e) Todo lo anterior es cierto.

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Murcia 2002) (O.Q.L. Murcia 2003)

12.12. De acuerdo con la teoría mecanocuántica, el electrón del átomo de H en su estado fundamental:
a) Tiene una energía igual a 0.
b) Estaría situado a una cierta distancia del núcleo, calculable exactamente, aunque de forma compleja.
c) Existe una cierta probabilidad de que el electrón pueda estar a una determinada distancia del núcleo.
d) Podría encontrarse en el orbital 2s.
e) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.N. Murcia 2000)

12.13. ¿Cuántas líneas espectrales cabe esperar, en el espectro de emisión del hidrógeno, considerando todas las posibles transiciones electrónicas de los 5 primeros niveles energéticos de dicho átomo?

a) 4
b) 5
c) 8
d) 10
e) 20

(O.Q.N. Murcia 2000)

12.14. La primera línea de la serie de Balmer del espectro del hidrógeno tiene una longitud de onda de 656,3 nm, correspondiéndole una variación de energía de:

a) $6{,}62 \cdot 10^{-34}$ J
b) $1{,}01 \cdot 10^{-24}$ J
c) $4{,}34 \cdot 10^{-43}$ J
d) $3{,}03 \cdot 10^{-9}$ J
e) $3{,}03 \cdot 10^{-19}$ J

(Constante de Planck = $6{,}62 \cdot 10^{-34}$ J·s; velocidad de la luz = $3 \cdot 10^{8}$ m·s^{-1})

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Baleares 2003)

12.15. Calcule la frecuencia de la radiación ultravioleta con una longitud de onda de 300 nm.

a) 1 MHz
b) 900 MHz
c) 300 MHz
d) $1 \cdot 10^{10}$ MHz
e) $1 \cdot 10^{9}$ MHz

(Velocidad de la luz = $3 \cdot 10^{8}$ m·s^{-1})

(O.Q.N. Barcelona 2001)

12.16. ¿Qué ondas electromagnéticas tienen una frecuencia menor?

a) Microondas
b) Rayos X
c) Rayos gamma
d) Luz visible
e) Rayos cósmicos

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Extremadura 2005)

12.17. Indique cuál de los siguientes conjuntos de números cuánticos puede caracterizar un orbital de tipo d.

a) n = 1; l = 0
b) n = 2; l = 1
c) n = 2; l = 2
d) n = 3; l = 2
e) n = 4; l = 4

(O.Q.N. Barcelona 2001)

12.18. Para el átomo de hidrógeno en el estado fundamental la energía del electrón es -13,6 eV, ¿cuál de los siguientes valores corresponde a la energía del electrón para el ion hidrogenoide Li^{2+}?

a) +27,2 eV
b) -27,2 eV
c) -122,4 eV
d) +122,4 eV
e) 10,6 eV

(O.Q.N. Barcelona 2001)

12.19. ¿Cuántos fotones de luz de frecuencia $5,5\cdot10^{15}$ Hz se necesitan para proporcionar 1 kJ de energía?
a) $3,64\cdot10^{-18}$ fotones
b) $2,74\cdot10^{20}$ fotones
c) $4,56\cdot10^{-4}$ fotones
d) $1,65\cdot10^{44}$ fotones
e) $3,64\cdot10^{-16}$ fotones
($h = 6,62\cdot10^{-34}$ J·s)

(O.Q.N. Oviedo 2002)

12.20. El número total de neutrones, protones y electrones del $^{35}Cl^{-}$:
a) 17 neutrones, 35 protones, 36 electrones
b) 35 neutrones, 17 protones, 18 electrones
c) 18 neutrones, 17 protones, 16 electrones
d) 17 neutrones, 17 protones, 18 electrones
e) 18 neutrones, 17 protones, 18 electrones

(O.Q.N. Oviedo 2002)

12.21. Un haz de luz que pasa a través de un medio transparente tiene una longitud de onda de 466 nm y una frecuencia de $6,20\cdot10^{14}$ s^{-1}. ¿Cuál es la velocidad de la luz?
a) $2,89\cdot10^{8}$ m/s
b) $2,89\cdot10^{17}$ m/s
c) $1,33\cdot10^{12}$ m/s
d) $1,33\cdot10^{21}$ m/s
e) $7,52\cdot10^{-22}$ m/s

(O.Q.N. Oviedo 2002)

12.22. Calcule la longitud de onda de De Broglie para una pelota de 125 g de masa y una velocidad de 90 m/s.
a) 0,59 m
b) $5,9\cdot10^{-31}$ m
c) $5,9\cdot10^{-35}$ m
d) 590 nm
e) $1,7\cdot10^{34}$ m
($h = 6,62\cdot10^{-34}$ J·s)

(O.Q.N. Oviedo 2002)

12.23. La existencia de niveles discretos de energía (cuantizados) en un átomo puede deducirse a partir de:
a) La difracción de electrones mediante cristales.
b) Difracción de rayos X por cristales.
c) Experimentos basados en el efecto fotoeléctrico.
d) El espectro visible.
e) Espectros atómicos de líneas.

(O.Q.N. Oviedo 2002)

12.24. ¿Cuál es la longitud de onda, en nm, de la línea espectral que resulta de la transición de un electrón desde $n = 3$ a $n = 2$ en un átomo de hidrógeno de Bohr?
a) 18,3
b) 657
c) 547
d) 152
e) 252
(Constante de Rydberg para el átomo de H = 109677,6 cm^{-1})

(O.Q.N. Oviedo 2002)

12.25. El número total de electrones que pueden ocupar todos los orbitales atómicos correspondientes al número cuántico n = 4 es:
a) 8
b) 18
c) 32
d) 50
e) 6

(O.Q.N. Tarazona 2003)

12.26. La longitud de onda de una radiación electromagnética:
a) Es proporcional a su energía.
b) Es proporcional al número de ondas.
c) Es mayor en la región ultravioleta que en la de microondas.
d) Es mayor en la región de rayos X que en la de microondas.
e) Es inversamente proporcional a la frecuencia.

(O.Q.N. Tarazona 2003)

12.27. Sabiendo que la constante de Rydberg para el átomo de hidrógeno es 109678 cm^{-1}, el límite de la serie de Balmer en el espectro de emisión del átomo de hidrógeno es:
a) 912 Å
b) 3647 Å
c) 4683 Å
d) 6565 Å
e) 8206 Å

(O.Q.N. Tarazona 2003)

12.28. Los átomos de la primera serie de transición difieren entre sí en general en el número de electrones que ocupan los orbitales:
a) s
b) p
c) s y p
d) p y d
e) d

(O.Q.N. Tarazona 2003)

12.29. El espectro atómico de un elemento es consecuencia de:
a) La eliminación de protones.
b) La eliminación de neutrones.
c) La reflexión de la energía de excitación que recibe.
d) La transición de electrones entre distintos niveles energéticos.
e) La ruptura de la molécula en la que se encontraba dicho átomo.

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004) (O.Q.L Castilla y León 2002)

12.30. ¿Cuál es la longitud de onda asociada a la sonda Rosetta de 3 t que viaja a una velocidad de 37080 km/h?
a) $2{,}14\cdot10^{-21}$ mm
b) $2{,}14\cdot10^{-35}$ km
c) $2{,}14\cdot10^{-21}$ nm
d) $2{,}14\cdot10^{-31}$ Å
e) $2{,}14\cdot10^{-32}$ m
($h = 6{,}626\cdot10^{-34}$ J·s)

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

12.31. El Cs se utiliza en fotocélulas y en cámaras de televisión porque tiene una energía de ionización muy baja. ¿Cuál es la energía cinética de un fotoelectrón desprendido del Cs con una luz de 5000 Å?
a) $2,3\cdot10^{-31}$ cal
b) $4,6\cdot10^{-16}$ J
c) $2,3\cdot10^{-23}$ kcal
d) $2,3\cdot10^{-26}$ kJ
e) $2,3\cdot10^{-16}$ J
($\lambda_{crítica}$ Cs = 6600 Å; c = $2,99793\cdot10^{8}$ $m\cdot s^{-1}$; h = $6,626\cdot10^{-34}$ J·s; 1 J = 0,24 cal)

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

12.32. Indica cuál de las siguientes afirmaciones es falsa:
a) La radiación emitida por una transición electrónica, n = 4 → n = 2, tiene una longitud de onda mayor que la transición electrónica, n = 5 → n = 2, para un mismo átomo.
b) Un subnivel con l = 3 tiene una capacidad de 14 electrones.
c) Un átomo de un elemento del grupo de los halógenos tiene un electrón sin aparear.
d) Para un mismo valor de n, la energía de un electrón d es siempre mayor que la de uno p.
e) La configuración de un átomo en su estado fundamental puede contener solamente los orbitales 1s, 2p, 3p, 4s, 5s y 4f.

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

12.33. Una señal de televisión tiene una longitud de onda de 10,0 km. ¿Cuál es su frecuencia en kilohercios?
a) 30,0
b) $3,00\cdot10^{4}$
c) $3,00\cdot10^{7}$
d) $3,33\cdot10^{-7}$
e) $3,33\cdot10^{-2}$
(Velocidad de la luz = $2,99793\cdot10^{8}$ $m\cdot s^{-1}$)

(O.Q.N. Luarca 2005)

12.34. Un detector de radiación expuesto a la luz solar detecta la energía recibida por segundo en una determinada área. Si este detector tiene una lectura de 0,430 $cal\cdot cm^{-2}\cdot min^{-1}$, ¿cuántos fotones de luz solar están incidiendo por cada cm^2 en un minuto? Suponga que la longitud de onda media de la luz solar es 470 nm.
a) $2,02\cdot10^{7}$
b) $8,46\cdot10^{7}$
c) $4,26\cdot10^{18}$
d) $1,02\cdot10^{27}$
e) $4,25\cdot10^{27}$
(4,184 J = 1 cal; h = $6,626\cdot10^{-34}$ J·s; c = $2,99793\cdot10^{8}$ $m\cdot s^{-1}$)

(O.Q.N. Luarca 2005)

12.35. ¿Cuál es la notación adecuada para un ion que contiene 35 protones, 36 electrones y 45 neutrones?
a) $^{45}_{35}Br^{1+}$
b) $^{80}_{35}Br^{1-}$
c) $^{80}_{35}Br^{1+}$
d) $^{45}_{35}Br^{1-}$
e) $^{45}_{36}Br^{1-}$

(O.Q.N. Luarca 2005)

12.36. ¿Cuál de las siguientes ondas electromagnéticas tiene una longitud de onda más larga?
a) $2,0·10^{-5}$ m
b) 350 nm
c) 1800 cm^{-1}
d) 400 MHz
e) 4800 Å
(Velocidad de la luz, c = $2,998·10^{8}$ $m·s^{-1}$)

(O.Q.N. Vigo 2006)

12.37. En el átomo de hidrógeno, ¿cuál de las siguientes transiciones electrónicas emite menor energía?
a) Desde n = 2 a n = 1
b) Desde n = 4 a n = 2
c) Desde n = 6 a n = 4
d) Desde n = 6 a n = 2
e) Desde n = 6 a n = 3

(O.Q.N. Vigo 2006)

12.38. El número cuántico m_l *para un electrón en el orbital* ***3p*** *es:*
a) 2
b) Puede tener cualquier valor entre +3 y −3
c) 3
d) Puede ser +1/2 o -1/2
e) No es ninguno de los valores anteriores.

(O.Q.N. Vigo 2006)

12.39. Una difracción de segundo orden de 67,0°, producida por rayos X de longitud de onda de 0,141 nm, está producida por una distancia interplanar de:
a) 0,153 nm
b) 0,0766 nm
c) 0,306 nm
d) 0,175 nm
e) 0,131 nm

(O.Q.N. Vigo 2006)

12.40. Señale la opción que está de acuerdo con el efecto fotoeléctrico.
a) El número de electrones emitidos depende de la intensidad o brillo de la luz, pero sus energías no.
b) El número de electrones emitidos depende de la energía de los fotones incidentes, y su velocidad de la intensidad de la luz.
c) Una luz roja de alta intensidad libera electrones de mayor energía que una luz azul de baja intensidad.
d) Los electrones emitidos pueden ser acelerados a cualquier velocidad si se emplea la fuente luminosa adecuada.
e) La intensidad de la corriente producida sólo depende del tipo de luz incidente.

(O.Q.N. Córdoba 2007)

12.41. Indique la opción en la que los dos electrones están apareados.
a) Electrón 1: $n = 1$, $l = 0$, $m_l = 1$, $m_s = ½$; Electrón 2: $n = 1$, $l = 0$, $m_l = 1$, $m_s = ½$
b) Electrón 1: $n = 1$, $l = 1$, $m_l = 1$, $m_s = ½$; Electrón 2: $n = 1$, $l = 1$, $m_l = 1$, $m_s = - ½$
c) Electrón 1: $n = 1$, $l = 1$, $m_l = 1$, $m_s = ¾$; Electrón 2: $n = 1$, $l = 1$, $m_l = 1$, $m_s = - ¾$
d) Electrón 1: $n = 3$, $l = 2$, $m_l = 0$, $m_s = ½$; Electrón 2: $n = 3$, $l = 2$, $m_l = 0$, $m_s = - ½$
e) Electrón 1: $n = 2$, $l = 2$, $m_l = 0$, $m_s = ½$; Electrón 2: $n = 2$, $l = 2$, $m_l = 1$, $m_s = - ½$

(O.Q.N. Córdoba 2007)

12.42. En el átomo de hidrógeno las energías de los distintos niveles según nos alejamos del núcleo son:
a) -13,6 eV, -3,4 eV, -1,5 eV.
b) -13,6 eV, -54,4 eV, -122,4 eV.
c) 13,6 eV, 3,4 eV, 1,51 eV.
d) -13,6 eV, -6,8 eV, -3,4 eV.
e) 13,6 eV, 54,4 eV, 122,4 eV.

(O.Q.N. Córdoba 2007)

12.43. Una configuración $4s^2\ 3d^9\ 5s^1$:
a) No es posible porque los electrones tienden a ocupar niveles de mínima energía.
b) Corresponde a un estado excitado de metal alcalino.
c) Corresponde a un estado excitado de un elemento de transición.
d) Correspondería a un estado excitado de un átomo paramagnético.
e) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.N. Córdoba 2007)

12.44. ¿Cuántos electrones con números cuánticos distintos pueden existir en un subnivel con $n = 2$ y $l = 1$?
a) 3
b) 6
c) 4
d) 8

(O.Q.L. Madrid 2003)

12.45. ¿Cuál es la energía, en $J \cdot mol^{-1}$, de los fotones asociados a la luz de longitud de onda $7 \cdot 10^2$ nm?
a) $2,56 \cdot 10^{-19}$
b) $1,71 \cdot 10^{5}$
c) $4,72 \cdot 10^{-43}$
d) $2,12 \cdot 10^{42}$
($h = 6,63 \cdot 10^{-34}\ J \cdot s$; $c = 3 \cdot 10^8\ m \cdot s^{-1}$; $L = 6,023 \cdot 10^{23}\ mol^{-1}$; $1\ m = 10^9\ nm$)

(O.Q.L. Madrid 2003)

12.46. El número máximo de electrones en un átomo que puede tener los siguientes números cuánticos, $n = 2$ y $m_s = ½$ es:
a) 2
b) 3
c) 4
d) 5

(O.Q.L. Madrid 2004)

12.47. Indique los valores de los números cuánticos n, l y m que pueden ser correctos para describir el electrón de valencia más externo del elemento de número atómico 31:
a) 4, 1, -2
b) 4, 1, -1
c) 4, 2, 1
d) 3, 1, -1

(O.Q.L. Madrid 2004)

12.48. La energía del electrón en el estado fundamental para el átomo de hidrógeno es -13,6 eV. ¿Cuál de los siguientes valores puede corresponder a un estado excitado?
a) -3,4 eV
b) -6,8 eV
c) +13,6 eV
d) +27,2 eV

(O.Q.L. Madrid 2004)

12.49. Heisenberg afirmó en su conocido principio que:
a) Es imposible conocer simultáneamente la velocidad y posición exacta del electrón.
b) Un electrón no puede tener iguales los cuatro números cuánticos.
c) La energía ni se crea ni se destruye, sólo se transforma.
d) Existe una relación inversa entre la energía de un electrón y el cuadrado de su distancia al núcleo.

(O.Q.L. Murcia 1996)

12.50. El modelo de Bohr y el principio de incertidumbre son:
a) Compatibles siempre.
b) Compatibles si se supone que la masa del electrón es función de su velocidad.
c) Compatbles para un número cuántico n > 6.
d) Incompatibles siempre.

(O.Q.L. Murcia 1996)

12.51. ¿Cuál de los siguientes grupos de números cuánticos es imposible para un electrón en un átomo?

	n	l	m
a)	1	0	0
b)	3	1	2
c)	4	3	1
d)	2	1	0

(O.Q.L. Murcia 1996)

12.52. Uno de los postulados de Bohr establece que:
a) La energía ni se crea ni se destruye, sólo se transforma.
b) No puede existir un electrón con los cuatro números cuánticos iguales.
c) Los electrones giran en torno al núcleo en órbitas circulares sin emitir energía radiante.
d) Es imposible conocer simultáneamente la velocidad y posición del electrón.

(O.Q.L. Murcia 1997)

12.53. ¿Cuál de las siguientes combinaciones de números cuánticos n, l y m es imposible para el electrón de un átomo?

	n	l	m
a)	4	2	0
b)	5	3	-3
c)	5	3	4
d)	3	1	1

(O.Q.L. Murcia 1997)

12.54. Las líneas del espectro de emisión de un elemento se deben a que los electrones:
a) Saltan de un nivel de energía de un átomo a otro nivel de energía de otro átomo.
b) Chocan entre sí en la órbita, elásticamente.
c) Saltan de un nivel a otro de menor energía, en el mismo átomo.
d) Saltan de un nivel a otro de mayor energía, en el mismo átomo.

(O.Q.L. Murcia 1997)

12.55. Rutherford realizó una famosa experiencia que le permitió proponer su modelo atómico. Para ello:
a) Empleó electrones fuertemente acelerados y un ánodo de molibdeno.
b) Usó un nuevo espectrómetro de masas que acababa de inventar Bohr.
c) Hizo incidir radiación alfa sobre láminas de oro.
d) Bombardeó una pantalla de sulfuro de cinc con la radiación obtenida en el tubo de rayos catódicos.

(O.Q.L. Murcia 1997)

12.56. De acuerdo con el principio de incertidumbre de Heisenberg:
a) Los electrones se mueven describiendo órbitas circulares.
b) Los electrones se mueven describiendo órbitas elípticas.
c) Si el electrón está descrito por el orbital 1s, su movimiento está restringido a una esfera.
d) No se puede conocer la trayectoria del electrón.

(O.Q.L. Murcia 1997)

12.57. ¿Qué combinación de números cuánticos no puede corresponder a un electrón?

	n	l	m
a)	5	0	1
b)	3	1	-1
c)	5	3	-2
d)	3	1	0

(O.Q.L. Murcia 1998)

12.58. La famosa experiencia de Millikan, realizada con gotas de aceite, permitió:
a) Determinar la masa del protón y neutrón.
b) Calcular la densidad relativa del aceite y del agua con una gran precisión.
c) Establecer la carga del electrón.
d) Medir la longitud del enlace C-C de los existentes en la molécula de aceite.
e) Establecer el patrón internacional de densidades (IDP).
f) Medir la constante de Planck.
g) La relación carga/masa de la partícula alfa.

(O.Q.L. Murcia 1996) (O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. Murcia 2004)

12.59. Una de las siguientes designaciones para un orbital atómico es incorrecta, ¿cuál es?
a) 6s
b) 3f
c) 8p
d) 4d

(O.Q.L. Murcia 1998)

12.60. ¿Qué combinación de números cuánticos puede corresponderle al electrón d del Sc?

	n	l	m
a)	2	3	0
b)	4	2	1
c)	3	2	-2
d)	3	1	-1

(O.Q.L. Murcia 1999)

12.61. La energía del electrón del átomo de hidrógeno, en julios, puede calcularse por medio de la expresión $E_n = -2{,}18 \cdot 10^{-18}/n^2$ (J), dónde n indica el número cuántico principal. ¿Cuál será la frecuencia de la radiación absorbida para hacer pasar el electrón desde n = 2 hasta n = 4?
a) 0,082 ciclos·s^{-1}
b) $6{,}023 \cdot 10^{23}$ Hz
c) $6{,}17 \cdot 10^{14}$ s^{-1}
d) $1{,}09 \cdot 10^{18}$ Hz
($h = 6{,}626 \cdot 10^{-34}$ J·s)

(O.Q.L. Murcia 1999)

12.62. ¿Cuál de las siguientes configuraciones electrónicas corresponde a un átomo en estado excitado?
a) $1s^2\ 2s^3\ 2p^6\ 3s^2$
b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$
c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 6p^1$
d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^2$

(O.Q.L. Murcia 2000)

12.63. ¿En cuál de las siguientes parejas ambos átomos tienen el mismo número de neutrones?
a) $^{12}_{6}C$ y $^{24}_{12}Mg$
b) $^{19}_{9}F$ y $^{20}_{10}Ne$
c) $^{23}_{11}Na$ y $^{39}_{19}K$
d) $^{59}_{27}Co$ y $^{59}_{28}Ni$

(O.Q.L. Murcia 2000)

12.64. ¿Cuál de las siguientes configuraciones electrónicas puede corresponderle a un átomo en su estado fundamental?
a) $1s^2\ 2s^3\ 2p^6$
b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^8\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^7$
c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$
d) $1s^2\ 2s^2\ 3s^2\ 3p^6$

(O.Q.L. Murcia 2001)

12.65. ¿Cuántos números cuánticos determinan un orbital?
a) 4
b) 3
c) 2
d) 1

(O.Q.L. Murcia 2002)

12.66. ¿Cuáles de las siguientes notaciones cuánticas están permitidas para un electrón de un átomo polielectrónico?

	n	l	m_l	m_s
1)	2	1	0	½
2)	3	2	0	-½
3)	3	3	2	-½
4)	3	2	3	½

a) 1, 2 y 4
b) 1 y 4
c) 1 y 2
d) 3 y 4

(O.Q.L. Murcia 2002)

12.67. La energía del electrón del átomo de hidrógeno en estado fundamental es $-2{,}28 \cdot 10^{-18}$ J, y la del electrón excitado al nivel energético n = 5 es $-8{,}72 \cdot 10^{-20}$ J. ¿Cuál es la frecuencia de la radiación electromagnética originada al saltar el electrón desde n = 5 a n = 1?
a) $3{,}30 \cdot 10^{15}\ s^{-1}$
b) $3{,}57 \cdot 10^{-15}\ s^{-1}$
c) $2{,}19 \cdot 10^{-18}\ s^{-1}$
d) No puede calcularse porque los electrones no saltan.
($h = 6{,}626 \cdot 10^{-34}$ J·s)

(O.Q.L. Murcia 2002)

12.68. El electrón más energético del elemento de número atómico 20 queda definido por la notación cuántica:
a) (4, 1, -1, ½)
b) (4, 0, -1, -½)
c) (3, 2, -2, ½)
d) (4, 0, 0, -½)

(O.Q.L. Murcia 2003)

12.69. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es incorrecta:
a) La energía que posee un electrón del orbital 3s es diferente de la que posee un electrón del orbital 2s.
b) Los electrones de cada orbital tienen el mismo número cuántico de spin.
c) Cuando todos los electrones de un átomo poseen la mínima energía que pueden tener se dice que el átomo está en su estado fundamental.
d) En el átomo de oxígeno no existen electrones desapareados.

(O.Q.L. Murcia 2003)

12.70. Los rayos X tienen:
a) Longitudes de onda muy pequeñas.
b) Frecuencias muy pequeñas.
c) Energías muy pequeñas.
d) Longitudes de onda grandes y, por tanto, energías grandes.

(O.Q.L. Murcia 2004)

12.71. Los átomos que se denominan isótopos:
a) Difieren en el número atómico pero tienen la misma masa atómica.
b) Difieren en la masa atómica pero tienen el mismo número atómico.
c) Sólo pueden obtenerse en procesos radiactivos y su existencia fue predicha por Madame Curie.
d) Desvían la luz polarizada en distinta dirección.

(O.Q.L. Murcia 2004)

12.72. La configuración electrónica que utilizamos habitualmente se basa en distribuir los electrones de un átomo en distintos orbitales (s, p, d, f,..) que pertenecen a distintas capas. ¿Qué relación existe entre estos orbitales y las órbitas de Bohr?
a) Órbitas y orbitales son básicamente lo mismo.
b) En ambos los electrones están girando en torno al núcleo, aunque sólo en los orbitales s las trayectorias son circulares.
c) La energía del orbital 1s del átomo de H coincide con la energía de la primera órbita de Bohr.
d) En las órbitas, los electrones pueden excitarse y pasar a otra superior, mientras que en los orbitales es imposible que ocurra este proceso.

(O.Q.L. Murcia 2004)

12.73. Un protón y un electrón se diferencian, entre otras cosas en que:
a) La carga del electrón es el doble que la del protón.
b) La masa del electrón es mucho menor que la del protón.
c) El color del electrón es más oscuro que el del protón.
d) Los protones son diferentes en átomos diferentes, mientras que los electrones son iguales.

(O.Q.L. Murcia 2005)

12.74. El hecho de que los espectros atómicos sean un conjunto de líneas asociadas a diferentes valores de energía:
a) Es consecuencia de que los átomos tengan más de un electrón.
b) Es consecuencia de que los átomos tengan más de un protón.
c) Es consecuencia de la cuantización de la energía del átomo.
d) Está relacionado con el principio de exclusión de Pauli.

(O.Q.L. Murcia 2005)

12.75. Si se lanza, contra una lámina de oro muy fina, distintos chorros de partículas α (He^{+2}) se observa que:
a) La mayoría de ellas atraviesan la lámina sin que su trayectoria rectilínea se vea afectada.
b) La mayoría de ellas se desvía de su trayectoria rectilínea.
c) La mayoría de ellas rebota.
d) En realidad, es un experimento que a nadie se le ocurriría realizar.

(O.Q.L. Murcia 2005)

12.76. Cuando los electrones atraviesan un campo eléctrico perpendicular a su trayectoria:
a) No se dispone de medios técnicos para conocer lo que sucede.
b) No sufren aceleración.
c) Se paran rápidamente.
d) Curvan su trayectoria.

(O.Q.L. Murcia 2005)

12.77. Las ondas de radio y los rayos X se propagan:
a) Con una velocidad inversamente proporcional a su longitud de onda.
b) Con una velocidad inversamente proporcional a su frecuencia.
c) A la misma velocidad en el vacío.
d) Si existe un medio material a través del cual hacerlo.

(O.Q.L. Murcia 2005)

12.78. De acuerdo con el modelo atómico de Bohr, cuando un átomo de H recibe radiación electromagnética:
a) Puede obtenerse un átomo que tenga un electrón en la cuarta órbita.
b) Puede producirse un aumento de la velocidad del electrón sin cambiar de órbita.
c) Puede producirse una disminución de la velocidad del electrón sin cambiar de órbita.
d) El electrón no se verá afectado en su estado de ninguna forma.

(O.Q.L. Murcia 2005)

12.79. El modelo atómico de Bohr plantea, entre otras cosas, que:
a) Los electrones están distribuidos en orbitales llamados s, p, d, f, etc.
b) En cada orbital puede haber un máximo de dos electrones.
c) Los electrones giran a velocidad constante.
d) Los electrones saltan de una órbita a otra sin emisión ni absorción de energía.

(O.Q.L. Murcia 2005)

12.80. La configuración electrónica del Li en el estado fundamental es $1s^2\ 2s^1$ y por tanto:
a) El Li es un elemento del grupo 2.
b) Reacciona fácilmente con el cloro.
c) La energía del orbital 2s en el Li y en H es la misma.
d) La configuración podría ser $1s^2\ 2p^1$ ya que los orbitales 2s y 2p son degenerados.

(O.Q.L. Murcia 2006)

*12.81. Sólo una de las siguientes combinaciones de números cuánticos (n, l y m_l) corresponden a un orbital **d**:*
a) (3, 1, -1)
b) (4, 1, 0)
c) (4, 2, 3)
d) (3, 2, 1)

(O.Q.L. Murcia 2006)

12.82. La constante de Planck relaciona:
a) El diámetro de la órbita del electrón con su periodo.
b) La energía con la frecuencia de una radiación.
c) La electronegatividad con el radio iónico.
d) La longitud de onda con la frecuencia de una radiación.

(O.Q.L. Murcia 2006)

12.83. El modelo atómico de Bohr:
a) Justifica la fórmula de Balmer para el espectro del hidrógeno.
b) Indica que cuando n = 2 se pueden encontrar orbitales s y p.
c) Explica que en el orbital 3s del K los electrones giran alrededor del núcleo.
d) Se desarrolla enteramente dentro de la mecánica clásica.

(O.Q.L. Murcia 2006)

12.84. De acuerdo con el modelo atómico de Bohr:
a) La distancia del núcleo al orbital aumenta con el valor de n.
b) La velocidad del electrón disminuye cuando aumenta el valor de n.
c) El momento angular del electrón = $n\pi/2h$.
d) Todas son correctas.

(O.Q.L. Baleares 2002)

12.85. ¿Cuál de los siguientes conjuntos de valores de los números cuánticos n, l y m_l no corresponden a un orbital?

	n	l	m_l
a)	2	1	0
b)	2	2	1
c)	3	1	-1
d)	1	0	0

(O.Q.L. Baleares 2003)

12.86. Sobre la forma y el tamaño de los orbitales se puede afirmar que:
a) Los orbitales p tienen simetría esférica.
b) Los orbitales p tienen forman de tetraedro regular.
c) Los orbitales aumentan de volumen al aumentar el nivel de energía.
d) Los orbitales sp^2 está dirigidos según los vértices de un tetraedro.

(O.Q.L. Baleares 2003)

12.87. Considerando el átomo de rubidio en su estado fundamental de energía, ¿cuántos electrones tienen el número cuántico m = 0?
a) 5
b) 17
c) 11
d) Todos

(O.Q.L. Baleares 2004)

12.88. De un átomo con la siguiente configuración electrónica:

$$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 5s^2$$

se puede afirmar que:
a) Se encuentra en su estado fundamental de energía.
b) Si un electrón 5s pasa a un nivel de energía inferior se producirá una línea de su espectro de emisión.
c) Si un electrón 4s pasa a un nivel de energía superior se producirá una línea de su espectro de emisión.
d) Pertenece al grupo de los alcalinotérreos.

(O.Q.L. Baleares 2005)

12.89. De las siguientes configuraciones electrónicas, indica las que corresponden a estados excitados:

1) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$ 2) $1s^2\ 2s^2\ 2p^5\ 3s^1$ 3) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$
4) $1s^2\ 3d^3$ 5) $1s^2\ 2s^2\ 3p^7$ 6) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 2d^2$

a) 4, 6
b) 4, 5, 6
c) 2, 4, 5, 6
d) 2, 4

(O.Q.L. Baleares 2006)

12.90. Bohr, en su modelo atómico, establece que:
a) Un átomo emite una radiación cuando está en un estado estacionario.
b) Un átomo emite un electrón cuando experimenta una transición a un estado fundamental.
c) Nada más se emite una radiación cuando el átomo experimenta una transición de un estado estacionario a otro de mayor energía.
d) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Baleares 2006)

12.91. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es cierta?
a) Pauling elaboró una escala de electronegatividades.
b) Con la ley de Hess se pueden calcular los radios atómicos.
c) Con el modelo atómico de Bohr se puede interpretar la estructura electrónica de cualquier átomo.
d) Planck interpretó por primera vez el espectro del hidrógeno.

(O.Q.L. Baleares 2006)

12.92. ¿Cuál de las siguientes configuraciones electrónicas corresponden a un átomo en un estado excitado?
a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$
b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$
c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3p^1$
d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^2$

(O.Q.L. Baleares 2007)

12.93. La función de onda Ψ (2, 2, 0) representa:
1) El orbital 2p
2) El orbital 3p
3) El orbital 2d
4) No representa ningún orbital.
Señale cuál de las siguientes propuestas es correcta:
a) Sólo la 3 es falsa.
b) Sólo la 4 es cierta.
c) Sólo la 2 es cierta.
d) Ninguna es cierta.

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

12.94. Del siguiente grupo de números cuánticos, ¿cuál o cuáles son falsos?
1) (2, 1, 0, ½)
2) (2, 1, -1, ½)
3) (2, 0, 0, -½)
4) (2, 2, 1, ½)
a) Sólo 1 y 4.
b) Sólo 2 y 3.
c) Sólo 4.
d) Ninguna es falso.

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

12.95. Indique cuáles de las siguientes proposiciones para el oxígeno (Z = 8) son ciertas:
1) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$ es un estado prohibido.
2) $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$ es un estado prohibido.
3) $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$ es un estado excitado.
4) $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$ es un estado fundamental.
a) 1 y 2 son ciertas.
b) Sólo 3 es falsa.
c) Sólo 1 y 3 son falsas.
d) Sólo 4 es cierta.

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

12.96. El ion más estable que forma el sodio es isoelectrónico con:
a) El átomo de magnesio.
b) El ion más estable del flúor.
c) El átomo de neón.
d) El átomo de sodio.

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

12.97. Un orbital atómico es:
a) Una función matemática que proporciona una distribución estadística de densidad de carga negativa alrededor de un núcleo.
b) Un operador matemático aplicado al átomo de hidrógeno.
c) Una circunferencia o una elipse dependiendo del tipo de electrón.
d) Útil para calcular la energía de una reacción.

(O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Castilla y León 2002)

12.98. Cuál de las siguientes respuestas define correctamente la idea de "degeneración energética orbital":
a) Orbitales de la misma simetría.
b) Orbitales de la misma energía.
c) Orbitales con el mismo número cuántico l.
d) Orbitales con la misma orientación en el espacio.
(O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Castilla y León 2002) (O.Q.L. Castilla y León 2003)

12.99. Suponer dos átomos de hidrógeno, el electrón del primero está en la órbita de Bohr n = 1 y el electrón del segundo está en la órbita de Bohr n = 3. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?
a) El electrón en n = 1 representa el estado fundamental.
b) El átomo de hidrógeno con el electrón en n = 3 tiene mayor energía cinética.
c) El átomo de hidrógeno con el electrón en n = 3 tiene mayor energía potencial.
d) El átomo de hidrógeno con el electrón en n = 3 es un estado excitado.
e) La energía total del electrón situado en n = 3 es superior a la energía del electrón en n = 1.
(O.Q.L. Castilla y León 2001)

SOLUCIONES									
12.1	d	12.2	b	12.3	b	12.4	b	12.5	b-c-e
12.6	b	12.7	d	12.8	d	12.9	c	12.10	c
12.11	a	12.12	c	12.13	d	12.14	e	12.15	e
12.16	a	12.17	d	12.18	c	12.19	b	12.20	e
12.21	a	12.22	c	12.23	e	12.24	b	12.25	c
12.26	e	12.27	b	12.28	e	12.29	d	12.30	d
12.31	c	12.32	e	12.33	a	12.34	c	12.35	b
12.36	d	12.37	c	12.38	e	12.39	a	12.40	a
12.41	d	12.42	a	12.43	e	12.44	b	12.45	b
12.46	c	12.47	b	12.48	a	12.49	a	12.50	d
12.51	b	12.52	c	12.53	c	12.54	c	12.55	c
12.56	d	12.57	a	12.58	c	12.59	b	12.60	c
12.61	c	12.62	c	12.63	b	12.64	c	12.65	b
12.66	c	12.67	a	12.68	d	12.69	b-d	12.70	a
12.71	b	12.72	c	12.73	b	12.74	c	12.75	a
12.76	d	12.77	c	12.78	a	12.79	c	12.80	b
12.81	d	12.82	b	12.83	a	12.84	b	12.85	b
12.86	c	12.87	b	12.88	b	12.89	d	12.90	d
12.91	a	12.92	c	12.93	b	12.94	c	12.95	d
12.96	b-c	12.97	a	12.98	b	12.99	b		

13. SISTEMA PERIÓDICO

13.1 ¿Cuál de los siguientes átomos tiene la primera energía de ionización más alta?
a) Be
b) He
c) N
d) Ne
e) B

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Sevilla 2004) (O.Q.L. Extremadura 2005)

13.2. Los números atómicos del Mn y Ni son 25 y 28, respectivamente. Los iones Mn (II) y Ni (II) son, respectivamente:
a) Iones d^5 y d^7.
b) Ambos iones son d^5.
c) Iones d^5 y d^8.
d) Iones d^6 y d^9.
e) Ambos iones son d^8.

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Sevilla 2004) (O.Q.L. Extremadura 2005)

13.3. ¿Cuál de los siguientes pares de especies químicas son isoelectrónicas?
a) Ne y Ar
b) F^- y Cl^-
c) Ne y F^-
d) Na^+ y K^+
e) Na^+ y Na

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Sevilla 2004) (O.Q.L. Almería 2005)

13.4. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas de átomos neutros:

X: $1s^2\ 2s^2\ p^6$

Y: $1s^2\ 2s^2\ p^5\ 3s^1$

a) La configuración de Y corresponde a un átomo de sodio.
b) Para pasar de X a Y se consume energía.
c) La configuración de Y representa a un átomo del tercer periodo.
d) Las configuraciones de X e Y corresponden a diferentes elementos.
e) La energía para arrancar un electrón es igual en X que en Y.

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Almería 2005)

13.5. El número atómico del Fe es 26. Si el Ru está exactamente debajo del Fe en la tabla periódica, el ion Ru (II) tiene una configuración periódica:
a) d^9
b) d^7
c) d^8
d) d^5
e) d^6

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

13.6. ¿Cuál de los siguientes átomos tiene la primera energía de ionización más baja?
a) Ne
b) F
c) He
d) Li
e) O

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

13.7. Para la especie iónica O^-, se puede afirmar que:
a) Su número atómico es el mismo que el del elemento situado a continuación en el mismo período de la tabla periódica.
b) Su configuración electrónica será igual a la del elemento que le sigue en el mismo período.
c) Tiene dos electrones desapareados.
d) Su número másico es el mismo que el del elemento que le sigue en el mismo período.
e) No tiene propiedades paramagnéticas.

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Baleares 2002)

13.8. Un elemento con configuración electrónica externa ns^2:
a) No puede conducir bien la corriente eléctrica puesto que no tiene electrones desapareados.
b) Puede conducir la corriente eléctrica porque la banda ns^2 solapa con bandas superiores.
c) Si no solapa con bandas superiores, su conductividad eléctrica disminuye con la temperatura.
d) Conducirá bien el calor pero no la electricidad.
e) Es un halógeno y por tanto no es un buen conductor.

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.N. Tarazona 2003)

13.9. Los números atómicos del Cr y Co son 24 y 27, respectivamente. Los iones Cr (III) y Co (III) son respectivamente:
a) d^5 los dos iones
b) d^4 y d^6
c) d^6 los dos iones
d) d^3 y d^6
e) d^3 y d^7

(O.Q.N. Burgos 1998)

13.10. ¿Cuál de los siguientes elementos tiene el segundo potencial de ionización más bajo?
a) Na
b) O
c) Ca
d) K
e) Ne

(O.Q.N. Burgos 1998)

13.11. ¿En cuál de los siguientes pares hay un cambio en la tendencia periódica del potencial de ionización?
a) O – F
b) F – Ne
c) Be – B
d) Cl – Ar
e) C – N

(O.Q.N. Burgos 1998)

13.12. Si la primera energía de ionización del helio es 2,37 MJ/mol, la primera energía de ionización del neón en MJ/mol es:
a) 2,68
b) 0,11
c) -2,68
d) 2,37
e) 2,08

(O.Q.N. Almería 1999)

13.13. ¿Cuál de los siguientes átomos tiene la primera energía de ionización más baja?
a) B
b) N
c) O
d) Ne
e) Be

(O.Q.N. Almería 1999)

13.14. Los sucesivos potenciales de ionización de un elemento (en eV) son:

8,3; 25,1; 37,9; 259,3

Señale la proposición correcta:

a) La configuración electrónica externa del elemento es ns^1.
b) La configuración electrónica externa del elemento es $ns^2\ 2p^1$.
c) El elemento pertenece al grupo 4 del sistema periódico.
d) El elemento pertenece al grupo de los alcalinotérreos.
e) No pertenece a ninguno de los grupos anteriores.

(O.Q.N. Almería 1999)

13.15. Dadas las siguientes configuraciones de átomos neutros:

X: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$

Y: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1\ 3p^1$

a) La energía para arrancar un electrón es igual en X que en Y.
b) Las configuraciones de X e Y corresponden a diferentes elementos.
c) La configuración de Y representa a un metal de transición.
d) Para pasar de X a Y se consume energía.
e) La configuración de Y corresponde a un átomo de aluminio.

(O.Q.N. Almería 1999)

13.16. Del elemento químico de configuración electrónica:

$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^5$

Se puede confirmar que:

a) Es un metal.
b) Forma un catión monovalente.
c) Presenta tres valencias covalentes y una iónica.
d) Forma con el hidrógeno un compuesto monovalente que disuelto en agua da pH ácido.
e) Forma moléculas triatómicas.

(O.Q.N. Murcia 2000)

13.17. Las primeras cinco energías de ionización (en eV) para un cierto elemento son:

7,6; 15,0; 80,1; 109,3; 141,2

La configuración electrónica más probable de este elemento es:

a) s^1
b) s^2
c) $s^2\ p^3$
d) $s^2\ d^2$
e) $s^2\ p^3\ d^3$

(O.Q.N. Barcelona 2001)

13.18. ¿Cuál de las siguientes especies químicas tiene menor radio?

a) Mn^{7+}
b) Ca^{2+}
c) Ar
d) S^{2-}
e) Cl^{-}

(O.Q.N. Barcelona 2001)

13.19. Los iones Cl^{-} y K^{+}:

a) Poseen el mismo número de electrones.
b) Poseen el mismo número de protones.
c) Son isótopos.
d) El ion K^+ es mayor que el ion Cl^-.
e) Tienen propiedades químicas semejantes.

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Almería 2005)

13.20. ¿Cuántos electrones desapareados hay en el ion Fe^{2+} en estado gaseoso (Z = 26) en su estado fundamental?
a) 0
b) 2
c) 4
d) 6
e) 8

(O.Q.N. Oviedo 2002)

13.21. ¿Cuál de los siguientes elementos producirá el efecto fotoeléctrico con una longitud de onda más larga?
a) K
b) Rb
c) Mg
d) Ca
e) Li

(O.Q.N. Oviedo 2002)

13.22. ¿Cuál de los siguientes elementos es diamagnético?
a) H
b) Li
c) Be
d) B
e) C

(O.Q.N. Oviedo 2002)

13.23. ¿A cuál de las siguientes especies químicas cabe asignarle un menor radio iónico?
a) O^{2-}
b) F^{-}
c) Na^{+}
d) Mg^{2+}
e) Al^{3+}

(O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.L. Murcia 2001)

13.24. Para los siguientes elementos: Na, P, S y Cl, se puede afirmar:
a) El de menor energía de ionización es el Cl.
b) El de mayor afinidad electrónica es Na.
c) El más oxidante es el Cl.
d) El más reductor es el S.
e) El que tiene mayor radio atómico es el Cl.

(O.Q.N. Tarazona 2003)

13.25. Dadas las configuraciones electrónicas de los siguientes átomos:

A: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$
B: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$
C: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$
D: $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$
E: $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$

a) El menor potencial de ionización corresponde al elemento E.
b) La mayor afinidad electrónica corresponde al elemento B.
c) El elemento más electronegativo es D.
d) El elemento de mayor carácter metálico es A.
e) El elemento con mayor radio iónico es A.

(O.Q.N. Tarazona 2003)

13.26. ¿Cuál es la configuración electrónica más probable del estado fundamental para el ion Mn^{2+}, sabiendo que Z = 25?
a) [Ar] $4s^2$ $3d^3$
b) [Ar] $4s^1$ $3d^4$
c) [Ar] $4s^0$ $3d^3$ $4p^3$
d) [Ar] $4s^0$ $4p^5$
e) [Ar] $4s^0$ $3d^5$

(O.Q.N. Tarazona 2003)

13.27. Teniendo en cuenta que el elemento Ne precede al Na en la tabla periódica:
a) El número atómico de los iones Na^+ es igual al del Ne.
b) El número de electrones de ion Na^+ es igual al del Ne.
c) Los iones Na^+ y los átomos de Ne tienen diferente comportamiento químico.
d) Los iones Na^+ y los átomos de Ne son isótopos.
e) Los iones Na^+ y los átomos de Ne reaccionan entre sí.

(O.Q.N. Tarazona 2003) (O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Almería 2005)

13.28. La estructura electrónica $3s^2$ $3p^4$, corresponde a:
a) Un elemento del segundo periodo.
b) Un elemento de transición.
c) Un elemento del bloque p.
d) Un elemento del grupo 3.
e) Un elemento alcalinotérreo.

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

13.29. La carga nuclear efectiva del sodio es:
a) < 11 y > 10
b) < 10 y > 9
c) < 3 y > 1
d) < 1 y > 0
e) 0

(O.Q.N. Luarca 2005)

13.30. ¿Cuál de las siguientes configuraciones electrónicas representa la del estado fundamental del Fe (III), sabiendo que Z (Fe) = 26?
a) [Ar] $3d^5$
b) [Ar] $4s^1$ $3d^3$
c) [Ar] $4s^1$ $3d^4$
d) [Ar] $4s^2$ $4p^3$
e) [Ar] $4p^5$

(O.Q.N. Luarca 2005)

13.31. ¿Cuál de las siguientes especies isoelectrónicas tiene mayor radio?
a) Ne
b) F^-
c) Mg^{2+}
d) Na^+
e) O^{2-}

(O.Q.N. Luarca 2005)

13.32. De las siguientes proposiciones, referentes a los elementos del grupo de los metales alcalinotérreos, se puede afirmar que:
a) Todos forman con facilidad cationes de carga variada, M^+, M^{2+}, M^{3+}, que existen en disolución acuosa de muchos compuestos iónicos.
b) Los iones Mg^{2+} tienen un gran poder reductor que se utiliza en la protección catódica del hierro.
c) El berilio es el que tiene mayor facilidad para formar cationes M^{2+}.
d) Los potenciales normales de reducción son grandes y negativos por lo que se comportan como agentes reductores.
e) Todos reaccionan violentamente con el agua a temperatura ordinaria.

(O.Q.N. Luarca 2005)

13.33. De las siguientes proposiciones, referentes a los elementos del grupo de los halógenos, se puede afirmar que:
a) Tienen energías de ionización relativamente pequeñas.
b) Sus puntos fusión son muy bajos y aumentan de forma regular al descender en el grupo.
c) Todos los halógenos pueden formar compuestos en los que actúan con números de oxidación -1, +1, +3, +5, +7.
d) Todos los halógenos se comportan como oxidantes muy fuertes.
e) Todos los halógenos se comportan como reductores muy fuertes.

(O.Q.N. Luarca 2005)

13.34. De los siguientes elementos: Na, Mg, Al, S y Cl:
a) El más reductor es el cloro.
b) El óxido más básico es el de magnesio.
c) El más metálico es el aluminio.
d) El de mayor afinidad electrónica es el cloro.
e) El más oxidante es el azufre.

(O.Q.N. Vigo 2006)

13.35. Si hablamos de tamaños atómicos, elija la opción cuyo orden sea incorrecto.
a) Cs > Fe > He
b) $F^{-} > Cr^{6+} > Mn^{7+}$
c) Ti > Fe > Zn
d) Be < Ca < Ba
e) $Na^{+} < Ne < F^{-}$

(O.Q.N. Córdoba 2007)

13.36. Cuando se ordenan los siguientes elementos del 2° periodo de la Tabla Periódica, según el orden creciente de su primera energía de ionización, la serie correcta es:
a) C, N, O, F
b) C, O, N, F
c) F, O, N, C
d) C, N, F, O
e) C, O, F, N

(O.Q.N. Córdoba 2007)

13.37. Indique en qué apartado se hace una asociación incorrecta entre configuración electrónica de los últimos orbitales y átomo, grupo o periodo:

a) Elementos de transición	ns (n-1)d np
b) Cu metálico	$4s^1\ 3d^{10}$
c) Lantano	$6s^2\ 4f^1$
d) Actinio	$6d^1\ 7s^2$
e) Cr metálico	$4s^1\ 3d^5$

(O.Q.N. Córdoba 2007)

13.38. La configuración electrónica:

$$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$$

no puede corresponder a:
a) ${}_{18}Ar$
b) ${}_{20}Ca^{2+}$
c) ${}_{17}Cl^{-}$
d) ${}_{16}S^{2+}$

(O.Q.L. Madrid 2003)

13.39. Del elemento de número atómico Z = 35, se puede afirmar que:
a) Es un metal.
b) Forma un catión monovalente ya que tiene cinco electrones en la capa exterior (de valencia).
c) Tiene una electronegatividad mayor que la de los elementos que están por encima en su mismo grupo.
d) Tiene siete electrones en la capa exterior (de valencia).

(O.Q.L. Madrid 2003)

13.40. El orden creciente de la primera energía de ionización para los elementos:

N (Z = 7), Ne (Z = 10), Na (Z = 11) y P (Z = 15) es:

a) Na < P < N < Ne
b) N < Na < P < Ne
c) Na < N < P < Ne
d) P < Na < Ne < N

(O.Q.L. Madrid 2003)

13.41. ¿Cuál de las siguientes especies químicas tiene el radio mayor?

a) Mg
b) Na
c) Na^+
d) Mg^{2+}

(O.Q.L. Madrid 2004)

13.42. La propiedad que presenta, en conjunto, valores más altos en la familia de los halógenos que en la de los metales alcalinos es:

a) El punto de fusión.
b) La afinidad electrónica.
c) El poder reductor.
d) La densidad.

(O.Q.L. Madrid 2004)

13.43. Sólo una de las expresiones siguientes es correcta para definir la afinidad electrónica de un elemento, señale cuál:

a) La energía que libera un elemento en estado gaseoso cuando adquiere un electrón.
b) La energía que se debe aportar a un elemento para arrancarle un electrón.
c) La tendencia relativa que tiene un átomo para atraer hacia sí los electrones compartidos con otro átomo.
d) Una medida de la polaridad de los enlaces covalentes.

(O.Q.L. Madrid 2004)

13.44. Del átomo cuyo número atómico es 33, se puede afirmar todo lo siguiente, excepto:

a) Tiene los orbitales 3d completos.
b) Está situado en la cuarta fila de la tabla periódica.
c) Es un metal de transición.
d) Si captase tres electrones se convertiría en un anión cuya estructura electrónica sería la de un gas noble.

(O.Q.L. Madrid 2004)

13.45. La estructura electrónica de un elemento es $1s^2 2s^2 2p^5$. Indique si tiene:

a) Elevado potencial de ionización.
b) Baja electronegatividad.
c) Baja afinidad electrónica.
d) Carácter metálico.

(O.Q.L. Madrid 2004)

13.46. Uno de los elementos del sistema periódico presenta los siguientes valores de la energía de ionización (E.I.) en $kcal \cdot mol^{-1}$:

$$I_1 = 215,1 \qquad I_2 = 420,0 \qquad I_3 = 3554$$

¿De qué elemento se trata?

a) Flúor
b) Silicio
c) Berilio
d) Neón

(O.Q.L. Murcia 1996)

13.47. ¿Cuál de las siguientes relaciones entre radios es correcta?
a) R(Cl) > R(Cl^-)
b) R(Na^+) < R(Na)
c) R(I) > R(Cl)
d) R(Cl) > R(Na)

(O.Q.L. Murcia 1996)

13.48. La siguiente configuración electrónica:

$$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$$

corresponde a un átomo de:
a) Baja energía de ionización.
b) Un metal de transición.
c) Elemento del grupo de los halógenos.
d) Un gas noble.

(O.Q.L. Murcia 1996)

13.49. Indique cuál de las siguientes es correcta:
a) El ion O^{2-} es más electronegativo que el átomo neutro Ne.
b) El ion F^- es más electronegativo que el ion Na^+.
c) El ion Na^+ es más electronegativo que el ion O^{2-}.
d) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Murcia 1996)

13.50. Los iones fluoruro y sodio tienen el mismo número de electrones. Por tanto:
a) El radio del ion fluoruro es mayor que el radio del ion sodio.
b) El radio del ion fluoruro es menor que el radio del ion sodio.
c) El radio del ion fluoruro es igual al radio del ion sodio.
d) El radio del ion fluoruro es doble del radio del ion sodio.

(O.Q.L. Murcia 1997)

13.51. La segunda energía de ionización de un elemento M es la energía necesaria para:
a) Arrancar 2 moles de electrones de 1 mol de átomos de M.
b) Arrancar 1 mol de electrones de 1 mol de iones M^+.
c) Arrancar 1 mol de electrones de 1 mol de iones M^{2+}.
d) Introducir 1 mol de protones en 1 mol de iones M^+.

(O.Q.L. Murcia 1997)

13.52. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?
a) La primera energía de ionización del Ar es mayor que la del Cl.
b) La afinidad electrónica del F es mayor que la afinidad electrónica del O.
c) El As es más electronegativo que el Se.
d) Es más difícil arrancar un electrón del ion sodio (Na^+) que del átomo de neón.

(O.Q.L. Murcia 1997)

13.53. El símbolo Ra:
a) Se utiliza para expresar abreviadamente al gas noble radón.
b) Es el nombre genérico de las denominadas tierras raras.
c) Se le asigna al elemento radio.
d) No designa a ningún elemento.

(O.Q.L. Murcia 1997)

13.54. Las especies químicas O^{2-}, F^-, Ne y Na^+ son isoelectrónicas. ¿A cuál de ellas debe corresponderle un menor volumen?
a) F^-
b) Ne
c) O^{2-}
d) Na^+

(O.Q.L. Murcia 1998)

13.55. ¿A qué especie química, de las siguientes, no le corresponde la distribución electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$?
a) Al ion cloruro (Cl^-).
b) Al ion sulfuro (S^{2-}).
c) A un átomo de argón en su estado fundamental.
d) Al ion magnesio (Mg^{2+}).

(O.Q.L. Murcia 1998)

13.56. La primera energía de ionización de los átomos de los elementos de un mismo grupo de la Tabla Periódica disminuye a la vez que aumenta el número atómico del elemento. ¿Cuál de los siguientes factores va a influir más en ello?
a) El aumento del radio atómico.
b) La disminución de la energía de enlace.
c) El aumento de la carga nuclear.
d) El aumento de la masa atómica.

(O.Q.L. Murcia 1998)

13.57. De las siguientes parejas, ¿en cuál de ellas las dos especies son isoelectrónicas?
a) S^{2-} y Fe
b) K y Mg^{2+}
c) S^{2-} y Ca^{2+}
d) Cl^- y Mg^{2+}

(O.Q.L. Murcia 1998)

13.58. La configuración electrónica de los átomos de un cierto elemento X es:

$$1s^2\ 2s^2\ 2p^5$$

¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?
a) X es un elemento de marcado carácter metálico.
b) X es capaz de formar con facilidad aniones.
c) X es un elemento de transición.
d) X puede presentar números de oxidación -1 y +7.

(O.Q.L. Murcia 1998)

13.59. Las especies químicas H^- y He:
a) Reaccionan entre sí para formar HeH.
b) Son isotópicas.
c) Son isotónicas.
d) Son isoeléctricas.

(O.Q.L. Murcia 1998)

13.60. La distribución electrónica:

$$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^4$$

corresponde:
a) Al ion Ga^+.
b) Al ion Br^-.
c) A un átomo de Se, en su estado fundamental.
d) A un átomo de Hg excitado.

(O.Q.L. Murcia 1999)

13.61. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?
a) La configuración electrónica del Na^+ es diferente a la del Ne.
b) Los iones de los metales de transición tienen todos los orbitales d semiocupados.
c) El átomo de un elemento alcalino tienen mayor radio que el del halógeno del mismo período.
d) La configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 5s^1$ corresponde a un metal alcalino del período 5 de la Tabla Periódica en su estado fundamental.

(O.Q.L. Murcia 1999)

13.62. La pérdida de un electrón es una:
a) Desgracia
b) Pirólisis
c) Ionización
d) Protonación

(O.Q.L. Murcia 1999)

13.63. ¿Cuál de los siguientes iones isoelectrónicos tendrá, presumiblemente, un mayor radio iónico?
a) Mn^{7+}
b) P^{3-}
c) S^{2-}
d) Ti^{4+}

(O.Q.L. Murcia 1999)

13.64. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?
a) La primera energía de ionización del magnesio es menor que la del sodio.
b) El radio del ion Na^{+} es mayor que el del ion Mg^{2+}.
c) El radio del ion Na^{+} es igual que el del ion Mg^{2+}.
d) La segunda energía de ionización del sodio es menor que la del magnesio.

(O.Q.L. Murcia 1999)

13.65. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones, referidas a los elementos que constituyen la Tabla Periódica, es incorrecta?
a) Las propiedades de los elementos son funciones periódicas de sus números atómicos.
b) Hay más elementos no metálicos que metálicos.
c) Hay unos cuantos elementos que tienen propiedades intermedias entre los metales y los no metales.
d) El comportamiento como metal de un elemento disminuye al ir de izquierda a derecha a lo largo de un período.

(O.Q.L. Murcia 2000) (O.Q.L. Murcia 2001)

13.66. Si [Ar] representa la estructura electrónica de un átomo de argón (Z = 18), el ion titanio (II) (Z = 22) puede entonces representarse por:
a) [Ar] $4s^1$ $3d^1$
b) [Ar] $4s^2$
c) [Ar] $3d^2$
d) [Ar] $3d^4$

(O.Q.L. Murcia 2000)

13.67. La configuración electrónica:

$$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6$$

corresponde a la especie química:
a) Xe
b) Sr^{+}
c) Rb^{+}
d) Y^{2+}

(O.Q.L. Murcia 2000)

13.68. ¿Cuál de los siguientes procesos se producirá con mayor variación de energía?
a) $Si\ (g) \longrightarrow Si^{+}\ (g) + e^{-}$
b) $Si^{+}\ (g) \longrightarrow Si^{2+}\ (g) + e^{-}$
c) $Si^{2+}\ (g) \longrightarrow Si^{3+}\ (g) + e^{-}$
d) $Si^{3+}\ (g) \longrightarrow Si^{4+}\ (g) + e^{-}$

(O.Q.L. Murcia 2001)

13.69. Los átomos de un elemento X tienen en su núcleo 20 protones. Los estados de oxidación más comunes de este elemento deben ser:
a) 0 y +2
b) -1, 0 y +1
c) 0, +1 y +2
d) 0, +2, +4 y +6

(O.Q.L. Murcia 2001)

13.70. El titanio se usa en aleaciones metálicas y como sustituto del aluminio. La relativa inercia del titanio lo hace también eficaz en la fabricación de prótesis en traumatología. La configuración electrónica del titanio es:
a) [Ar] $4s^2$ $3d^2$
b) $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$ $4s^2$ $3d^4$
c) [He] $3s^2$ $3p^6$ $4s^2$ $3d^2$
d) $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$ $4s^2$ $3d^3$

(O.Q.L. Murcia 2001)

13.71. ¿Cuál de los siguientes elementos puede encontrarse en la naturaleza en forma nativa?
a) Oro
b) Calcio
c) Sodio
d) Cinc

(O.Q.L. Murcia 2001)

13.72. ¿En cuál de los siguientes elementos debe ser menor el valor de la primera energía de ionización?
a) Mg
b) Al
c) Si
d) P

(O.Q.L. Murcia 2002)

13.73. ¿En cuál de los siguientes elementos será menor el radio atómico?
a) Mg
b) Al
c) Si
d) P

(O.Q.L. Murcia 2002)

13.74. La afinidad electrónica del iodo es -295 kJ/mol. Calcular la energía liberada al ionizar 152,4 g de átomos de iodo gas que se encuentran en estado fundamental.
a) 127 kJ
b) 354 kJ
c) 708 kJ
d) 12,7 kJ
(Masa atómica: I = 127)

(O.Q.L. Murcia 2002)

13.75. Considerando los radios de los iones isoelectrónicos S^{2-}, Cl^{-}, K^{+}, Ca^{2+}, ¿cuál de las ordenaciones dadas a continuación sería la correcta?
a) $S^{2-} = Cl^{-} = K^{+} = Ca^{2+}$
b) $Ca^{2+} < K^{+} < Cl^{-} < S^{2-}$
c) $S^{2-} < Cl^{-} < K^{+} < Ca^{2+}$
d) $Cl^{-} < S^{2-} < Ca^{2+} < K^{+}$

(O.Q.L. Murcia 2002)

13.76. Las especies químicas: H (1), He^{+} (2) y Li^{2+} (3) son isoelectrónicas. Señale cuál será la ordenación correcta de sus radios.
a) $R_1 = R_2 = R_3$
b) $R_1 > R_2 > R_3$
c) $R_2 > R_3 > R_1$
d) $R_3 > R_2 > R_1$

(O.Q.L. Murcia 2003)

13.77. P y Q son átomos de distintos elementos situados en el mismo período y que tienen 5 y 7 electrones de valencia, respectivamente. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta respecto a dichos átomos?
a) P tiene una mayor primera energía de ionización que Q.
b) Q tiene menor afinidad electrónica que P.
c) P tiene mayor radio atómico que Q.
d) El enlace P-Q será apolar.

(O.Q.L. Murcia 2003)

13.78. ¿A qué elemento, de entre los siguientes, le corresponde el menor valor de la segunda energía de ionización?
a) Na
b) K
c) Ar
d) Mg

(O.Q.L. Murcia 2003)

13.79. Los valores de las cuatro primeras energías de ionización de un elemento químico son: 578, 1817, 2745 y 11578, en $kJ·mol^{-1}$. ¿Cuál podría ser dicho elemento?
a) Na
b) Mg
c) Al
d) P

(O.Q.L. Murcia 2003)

13.80. ¿Cuál de las siguientes estructuras electrónicas le corresponderá a un elemento con número de oxidación máximo de +3?
a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$
b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$
c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$
d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^3$

(O.Q.L. Murcia 2003)

13.81. La configuración electrónica de H, He^{+} y Li^{2+} es $1s^1$. Por tanto:
a) La energía de ionización es la misma para los tres.
b) El radio de cada uno de ellos es el mismo.
c) La energía de ionización del Li^{2+} es mayor que la de He^{+}.
d) El radio de H es menor que el de Li^{2+}.

(O.Q.L. Murcia 2004)

13.82. La configuración electrónica externa del As es:
a) $4s^2\ 4p^3$
b) $4s^2\ 4p^5$
c) $4s^2\ 3d^3$
d) $5s^2\ 5p^4$

(O.Q.L. Murcia 2004)

13.83. Dadas las configuraciones electrónicas de los átomos:

$A = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$

$B = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 6p^1$

podemos asegurar que:
a) A y B representan átomos de elementos distintos.
b) La energía para arrancar un electrón a B es mayor que para A.
c) Se trata de átomos de un mismo elemento y la energía de ionización de A y B es la misma.
d) A y B tienen distinta masa atómica.

(O.Q.L. Murcia 2004)

13.84. El litio es un metal blando y ligero. Su estructura electrónica es $1s^2\ 2s^1$. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?
a) Al formar un enlace toma un electrón para alcanzar la estructura $1s^2\ 2s^2$.
b) $2s^1$ representa el electrón de valencia.
c) El ion litio es $1s^2\ 2s^3$.
d) Su máximo grado de oxidación es +3.

(O.Q.L. Murcia 2004)

13.85. ¿Cual de los siguientes elementos no es un metal de transición?
a) Ru
b) Au
c) Al
d) W

(O.Q.L. Murcia 2004)

13.86. Los metales de transición se caracterizan por:
a) Oxidarse fácilmente al aire.
b) Ser especialmente dúctiles y maleables.
c) Tener los orbitales d parcialmente ocupados con electrones.
d) Combinarse rápidamente con el agua.

(O.Q.L. Murcia 2004)

13.87. Considerando el átomo de Ne y el catión Mg^{2+}:
a) Ambos tienen el mismo número de protones.
b) Los dos tienen el mismo número de electrones.
c) El tamaño del catión Mg^{2+} es mayor que el del átomo de Ne.
d) Ambos tienen el mismo número de electrones que de protones.

(O.Q.L. Murcia 2005)

13.88. La configuración electrónica externa de los átomos de los elementos del grupo 6A es $ns^2\ np^4$. Señalar la respuesta incorrecta:
a) Los números de oxidación del azufre son -2, +2, +4 y +6.
b) El oxígeno tiene los mismos números de oxidación que el azufre.
c) El oxígeno tiene de número de oxidación -2.
d) Oxígeno y azufre son no metales.

(O.Q.L. Murcia 2005)

13.89. Un átomo tiene de número atómico 23. Sería incorrecto decir que:
a) Su configuración electrónica externa es $4s^2\ 3d^3$.
b) Corresponde a un elemento de transición.
c) Tiene 3 electrones desapareados.
d) Está situado en el grupo 3B de la tabla periódica.

(O.Q.L. Murcia 2005)

13.90. Señalar la respuesta incorrecta:
a) El Ca es un elemento alcalinotérreo del 4° período de la tabla periódica.
b) El Si tiene de número atómico 14.
c) La configuración electrónica del Cu es [Ar] $3d^9\ 4s^2$.
d) El átomo de Cl es más electronegativo que el de I, y su radio atómico menor que el del azufre.

(O.Q.L. Murcia 2005)

13.91. Si estudiamos Química debemos saber que:
a) El símbolo del fósforo es F y el del flúor Fl.
b) La tabla periódica actual recoge, ordenadamente, los elementos conocidos y es debida a Dmitri Ivanovich Mendeléiev.
c) El mercurio, por ser líquido, no es un metal.
d) Las tierras raras se llaman así porque su comportamiento químico no está dentro de la normalidad.

(O.Q.L. Murcia 2005)

13.92. Si un átomo de cierto elemento posee la siguiente configuración electrónica:

$$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$$

se puede decir que:
a) Es un metal de transición.
b) Se encuentra en un estado excitado.
c) Pierde un electrón con facilidad.
d) Es más electronegativo que el yodo.

(O.Q.L. Murcia 2006)

13.93. Señala cuál de las ordenaciones siguientes representa correctamente un aumento creciente de la electronegatividad de los elementos:
a) Na < Cl < S < O
b) B < N < C < O
c) C < N < O < F
d) N < O Cl < F

(O.Q.L. Murcia 2006)

13.94. Señale la opción correcta para el orden creciente del radio de los iones:
a) $Be^{2+} < Li^+ < Na^+ < K^+$
b) $Be^{2+} < Na^+ < Li^+ < K^+$
c) $Li^+ < Na^+ < K^+ < Be^{2+}$
d) $Na^+ < K^+ < Be^{2+} < Li^+$

(O.Q.L. Murcia 2006)

13.95. Dada la configuración electrónica de un elemento:

$$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 5s^1$$

indica la respuesta incorrecta:
a) Su número atómico es 19.
b) Se trata de un estado excitado.
c) Este elemento pertenece al grupo de los metales alcalinos.
d) Este elemento pertenece al 5° periodo del Sistema Periódico.

(O.Q.L. Baleares 2002)

13.96. Considerando el átomo de neón y los iones fluoruro y sodio, se puede asegurar que:
a) Todos tienen el mismo número de protones.
b) Todos tienen el mismo radio.
c) El átomo de neón es el de mayor volumen.
d) El ion fluoruro es el de mayor radio.

(O.Q.L. Baleares 2002)

13.97. Dadas las configuraciones electrónicas de los átomos:

$$A = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$$

$$B = 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 6s^1$$

¿Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?
a) Se necesita menos energía para arrancar un electrón a B que de A.
b) A y B representan átomos de elementos distintos.
c) B corresponde a un estado excitado.
d) Para pasar de A a B se necesita energía.

(O.Q.L. Baleares 2003)

13.98. Ordena los siguientes elementos por orden creciente de energía de ionización:
a) Rb < Mg < Ca
b) Rb < Ca < Mg
c) Ca < Mg < Rb
d) Mg < Rb < Ca

(O.Q.L. Baleares 2003)

13.99. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?
a) El potencial de ionización depende de la carga del núcleo.
b) El potencial de ionización depende del efecto pantalla.
c) El potencial de ionización depende del radio.
d) El segundo potencial de ionización es la energía que se ha de suministrar a un elemento neutro gaseoso para que se convierta en catión divalente.

(O.Q.L. Baleares 2004)

13.100. ¿Cuál de los siguientes iones tiene un menor radio?
a) Ba^{2+}
b) Cl^{-}
c) K^{+}
d) Ca^{2+}

(O.Q.L. Baleares 2004)

13.101. La configuración electrónica de un elemento A es:

$$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6\ 4d^{10}\ 5s^2\ 5p^5$$

¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas?
1) El Sb tiene una energía de ionización menor que el átomo A.
2) El Sn tiene un radio mayor que el átomo A.
3) La energía de ionización del Cl es mayor que la del átomo A.
4) De la combinación del elemento A y el elemento de Z = 35 se obtienen compuestos fundamentalmente iónicos.
5) El elemento A es más electronegativo que el Cl.
a) 1, 2 y 3
b) 2, 3 y 4
c) 1, 2 y 5
d) 1, 3 y 4

(O.Q.L. Baleares 2004)

13.102. De los siguientes átomos e iones:

$$Ar,\ S^{2-},\ Cl^{-},\ K^{+}\ y\ Ca^{2+}$$

Se puede afirmar que:
a) Todos tienen el mismo radio porque son isoelectrónicos.
b) Su radio varía en el siguiente orden: $S^{2-} > Cl^{-} > Ar > K^{+} > Ca^{2+}$.
c) Su radio varía en el siguiente orden: $Ca^{2+} > K^{+} > Ar > Cl^{-} > S^{2-}$.
d) Ninguna de las afirmaciones anteriores es verdadera.

(O.Q.L. Baleares 2005)

13.103. De las siguientes ordenaciones de elementos por orden creciente de electronegatividad, ¿cuál es la correcta?:
a) Al < N < Rb < F
b) Rb < N < F < Al
c) Rb < Al < N < F
d) F < Al < Rb < N

(O.Q.L. Baleares 2006)

13.104. La reacción asociada al potencial de ionización:
a) Mg (g) + e^- ⟶ Mg^- (g)
b) Mg (g) ⟶ Mg^+ (g) + e^-
c) Mg (s) ⟶ Mg^+ (g) + e^-
d) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Baleares 2006)

13.105. ¿Cuál de los siguientes iones tiene un radio iónico menor?:

S^{2-}, Cl^-, K^+ y Ca^{2+}

a) S^{2-}.
b) Cl^-.
c) K^+.
d) Ca^{2+}.

(O.Q.L. Baleares 2007)

13.106. Considerando los elementos Rb, K, F y Br, indica la frase correcta:
a) El K es del menor potencial de ionización y el Br el de mayor afinidad electrónica.
b) El Rb y el K tienen el mismo potencial de ionización, y el Br y el F la mimsma mayor afinidad electrónica.
c) El K es del menor potencial de ionización y el Br el de menor afinidad electrónica.
d) El Rb es del menor potencial de ionización y el F el de mayor afinidad electrónica.

(O.Q.L. Baleares 2007)

13.107. ¿Cuál de los siguientes átomos tiene la primera energía de ionización más alta?
a) Berilio
b) Oxígeno
c) Carbono
d) Neón
e) Litio

(O.Q.L. Almería 2005)

13.108. Sobre el elemento con una estructura electrónica [Ne] $3s^1$ se puede decir que:
1) Es un elemento representativo.
2) Pertenece al grupo de los metales alcalinotérreos.
3) Pertenece al grupo de Cu, Ag y Au.
4) Pertenece al grupo de los metales alcalinos.
a) Sólo la 1 y 4 son ciertas.
b) Sólo la 3 y 4 son falsas.
c) Sólo la 2 y 4 son ciertas.
d) Sólo la 2 es cierta.

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

13.109. Dadas siguientes las afirmaciones, indique cuál es la respuesta correcta:
1) La primera energía de ionización es la energía que hay que suministrar a un elemento neutro en el estado sólido para transformarlo en un monocatión.
2) La primera energía de ionización es la energía que hay que suministrar a un elemento para que un electrón del estado fundamental pase al estado excitado.
3) La primera energía de ionización es la energía que desprende cuando un elemento capta un electrón.
4) Un elemento con una estructura electrónica externa $3s^2$ $3p^3$ pertenece al grupo 14.
a) Sólo la 1 es cierta.
b) Sólo la 3 es cierta.
c) Sólo la 4 es cierta.
d) Ninguna es cierta.

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

13.110. Dadas siguientes las afirmaciones, indique cuál es la respuesta correcta:
1) Por regla general, el radio atómico en un periodo disminuye de izquierda a derecha.
2) Por regla general, el radio atómico en un grupo aumenta de arriba hacia abajo.
3) Por regla general, para todo elemento la segunda energía de ionización es mayor que la primera.
4) Por regla general, el radio de A^- *es mayor que el de A.*
a) Sólo la 1 y 3 son ciertas.
b) Sólo la 2 y 3 son ciertas.
c) La 1 es falsa y la 2 es cierta.
d) Todas son ciertas.

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

13.111. Dadas siguientes las afirmaciones, indique cuál es la respuesta correcta:
1) En las especies H^-, He^+ *y* Li^{2+}, *el orden de radios es:* $H^- > Li^{2+} > He^+$.
2) La primera afinidad electrónica del O (Z = 8) es mayor que la primera afinidad del N (Z = 7).
3) Una estructura electrónica ns^1 *representa un alcalino.*
4) Una estructura electrónica ns^2 *representa un alcalinotérreo.*
a) Sólo la 3 y 4 son ciertas.
b) Sólo la 1 es falsa.
c) Sólo la 1 es cierta.
d) Todas son ciertas.

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

13.112. El flúor es el elemento más activo de la familia de los halógenos porque:
a) En estado fundamental tiene siete electrones de valencia.
b) Forma moléculas diatómicas.
c) Presenta número impar de electrones.
d) Presenta el menor radio atómico.

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

13.113. Alguna de las siguientes afirmaciones sobre los elementos alcalinotérreos (grupo 2) no es correcta:
a) Sus óxidos se disuelven en agua para formar hidróxidos.
b) El radio iónico es mayor que el radio atómico.
c) El radio atómico aumenta al aumentar el número atómico.
d) Son elementos muy electropositivos.

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

13.114. Según Pauling el carácter iónico de un enlace está relacionado con una de estas respuestas:
a) La diferencia de electroafinidades entre los átomos que lo constituyen.
b) La diferencia de electronegatividades entre los átomos que lo constituyen.
c) El tamaño relativo entre catión y anión.
d) El potencial de ionización del catión.

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

13.115. ¿Cuál de los siguientes conceptos es correcto?
a) La afinidad electrónica es la energía necesaria para que un elemento capte un electrón.
b) La afinidad electrónica es la energía desprendida cuando un elemento capta un electrón.
c) La afinidad electrónica viene dada esquemáticamente por la siguiente notación:

$$A (g) + e^- \longrightarrow A^- (g) + \text{energía.}$$

d) La afinidad electrónica de los elementos del grupo 17 (VII A) es negativa.
e) Un elemento que presente una afinidad electrónica lata presentará, a su vez, un potencial de ionización bajo.

(O.Q.L. Castilla y León 2003) (O.Q.L. Extremadura 2003)

13.116. La estructura electrónica del ion Mo (IV) responde a:
a) [Kr] $4d^2$
b) [Kr] $4d^5$ $5s^1$
c) [Kr] $4d^1$ $5s^1$
d) [Kr] $4d^1$

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

13.117. ¿Cuál de las siguientes especies químicas tiene menor radio?
a) Mn^{7+} (Z = 25)
b) Ca^{2+} (Z = 20)
c) Ar (Z = 18)
d) S^{2-} (Z = 16)
e) Cl^{-} (Z = 17)

(O.Q.L. Extremadura 2003)

13.118. Son metales alcalinos:
a) Na y Mg
b) K y Ca
c) Na y Ca
d) Rb y Mg
e) Cs y Fr

(O.Q.L. Extremadura 2003)

13.119. ¿Cuál de los siguientes enunciados, relacionados con las propiedades de los elementos de la tabla periódica, es correcto?
a) El tamaño atómico decrece hacia abajo en un grupo.
b) El tamaño atómico se incrementa desde el francio en el grupo 1 (IA) hasta el flúor en el grupo 17 (VII A)
c) El tamaño atómico decrece de izquierda a derecha en un periodo.
d) Todos los átomos del mismo grupo tienen el mismo tamaño.
e) Ninguna de las anteriores

(O.Q.L. Extremadura 2003)

13.120. ¿Cuál es la configuración electrónica del flúor en estado fundamental?
a) $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2 3p^6$ $4s^1$
b) $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$
c) $1s^2$ $2s^2$ $2p^5$
d) $1s^2$ $1p^6$ $2s^1$
e) $1s^2$ $2p^7$

(O.Q.L. Extremadura 2005)

SOLUCIONES									
13.1	b	13.2	c	13.3	c	13.4	b	13.5	e
13.6	d	13.7	b	13.8	b	13.9	d	13.10	c
13.11	c	13.12	e	13.13	a	13.14	b	13.15	d
13.16	d	13.17	b	13.18	a	13.19	a	13.20	c
13.21	b	13.22	c	13.23	e	13.24	c	13.25	c
13.26	e	13.27	b	13.28	c	13.29	c	13.30	a
13.31	e	13.32	d	13.33	b	13.34	d	13.35	b
13.36	b	13.37	c	13.38	d	13.39	d	13.40	a
13.41	b	13.42	b	13.43	a	13.44	c	13.45	a
13.46	c	13.47	b	13.48	c	13.49	d	13.50	a
13.51	b	13.52	c	13.53	c	13.54	d	13.55	d
13.56	a	13.57	c	13.58	b	13.59	d	13.60	c
13.61	c	13.62	c	13.63	b	13.64	b	13.65	b
13.66	c	13.67	c	13.68	d	13.69	a	13.70	a
13.71	a	13.72	a	13.73	d	13.74	b	13.75	b
13.76	b	13.77	c	13.78	d	13.79	c	13.80	b
13.81	c	13.82	a	13.83	c	13.84	b	13.85	c
13.86	c	13.87	b	13.88	b	13.89	d	13.90	c
13.91	b	13.92	c	13.93	c	13.94	a	13.95	d
13.96	d	13.97	b	13.98	b	13.99	d	13.100	d
13.101	a	13.102	d	13.103	c	13.104	b	13.105	d
13.106	d	13.107	d	13.108	a	13.109	d	13.110	d
13.111	b	13.112	d	13.113	b	13.114	b	13.115	c-d
13.116	a	13.117	a	13.118	e	13.119	c	13.120	c

14. ENLACE Y GEOMETRÍA MOLECULAR

14.1. La geometría de una molécula que no tiene enlaces múltiples, y tiene un átomo central con cinco pares de electrones enlazantes es:
a) Tetraédrica
b) Cuadrada plana
c) Bipirámide trigonal
d) Octaédrica
e) Trigonal plana

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Extremadura 2005)

14.2. ¿Qué geometrías son posibles para compuestos cuyos enlaces pueden describirse utilizando orbitales híbridos sp^3?
a) Tetraédrica, angular y bipirámide trigonal.
b) Tetraédrica, lineal y angular.
c) Tetraédrica, trigonal plana y lineal.
d) Tetraédrica, piramidal trigonal y angular.
e) Tetraédrica, piramidal trigonal y lineal.

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

14.3. La forma geométrica de la molécula de formaldehído (H_2CO) es:
a) Lineal
b) Triangular plana
c) Angular
d) Piramidal triangular
e) Tetraédrica

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

14.4. ¿Cuántos enlaces σ y enlaces π hay, respectivamente, en la molécula de $F_2C=CF_2$?
a) 5 y 1
b) 4 y 2
c) 5 y 2
d) 4 y 1
e) 6 y 0

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Extremadura 2003)

14.5. La geometría de una molécula que no tiene enlaces múltiples, y que tiene un átomo central con dos pares de electrones enlazantes y un par solitario, es:
a) Angular
b) Piramidal triangular
c) Lineal
d) Tetraédrica
e) Triangular plana

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

14.6. La forma geométrica de la molécula PCl_3 es:
a) Plana triangular
b) Bipirámide triangular
c) Pirámide cuadrada
d) Pirámide triangular
e) Plana cuadrada

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Almería 2005) (O.Q.L. Extremadura 2003)

14.7. Para las siguientes moléculas: NH_3, H_2S, CH_4:
a) La única lineal es H_2S.
b) La única molécula no polar es NH_3.
c) En los tres casos el átomo central presenta hibridación sp^3.
d) El ángulo H-C-H es menor que el ángulo H-N-H.
e) Las tres moléculas tienen momento dipolar.

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.N. Almería 1999)

14.8. Señale la proposición correcta:
a) La molécula de agua es lineal.
b) El volumen molar del hielo es menor que el del agua líquida.
c) En agua sólo se disuelven compuestos iónicos.
d) La molécula de agua puede actuar como ácido y como base de Brönsted-Lowry.
e) En la molécula de agua, el oxígeno presenta hibridación sp^2.

(O.Q.N. Burgos 1998)

14.9. ¿Qué geometrías son posibles para las moléculas o iones cuyos enlaces se pueden describir mediante orbitales híbridos sp^2?
a) Tetraédrica y angular
b) Piramidal trigonal y angular
c) Trigonal plana y angular
d) Trigonal plana y octaédrica
e) Trigonal plana y piramidal trigonal

(O.Q.N. Almería 1999)

14.10. ¿Cuántos enlaces σ y π, respectivamente, hay en la molécula SCl_2?
a) 2 y 2
b) 2 y 0
c) 2 y 1
d) 3 y 0
e) 3 y 1

(O.Q.N. Almería 1999)

14.11. Con respecto a la teoría de enlace, indique cuál de las siguientes afirmaciones es cierta:
a) La molécula de CO_2 es polar debido a que presenta estructuras resonantes.
b) La geometría de la molécula de PCl_3 es bipiramidal regular.
c) El momento dipolar del BeF_2 es cero por ser una molécula simétrica.
d) El NH_3 muestra carácter ácido por tener el nitrógeno de la molécula un par de electrones sin compartir.
e) La polaridad del CCl_4 es debida a la diferencia de electronegatividad del carbono y del cloro.

(O.Q.N. Murcia 2000)

14.12. ¿En cuál de los siguientes compuestos hay orbitales híbridos sp^2?
a) $CH_3\text{-}CH_2\text{-}CH_3$
b) $CH_3\text{-}C{\equiv}CH$
c) $CH_3\text{-}CHOH\text{-}CH_3$
d) $CH_3\text{-}NH_2$
e) $CH_2{=}CH\text{-}C{\equiv}CH$

(O.Q.N. Murcia 2000)

14.13. Indique en cuál de las siguientes moléculas existe un número impar de electrones:
a) NO
b) C_2H_4
c) CO_2
d) N_2
e) SO_2

(O.Q.N. Murcia 2000)

14.14. La hibridación del fósforo en el PCl_5 es:
a) sp^3d
b) sp^3d^2
c) sp^2
d) sp^3
e) sp

(O.Q.N. Barcelona 2001)

14.15. Señale la proposición correcta. Para las moléculas $BeCl_2$ y H_2S:
a) Tienen el mismo ángulo de enlace.
b) Al tener el átomo central el mismo número de pares de electrones de valencia, la geometría es la misma en los dos casos.
c) La molécula de $BeCl_2$ es lineal y la molécula de H_2S es angular.
d) Los átomos de Be y S utilizan dos orbitales híbridos de tipo sp.
e) El átomo de S tiene dos pares de electrones no enlazantes, por lo que tiene hibridación sp^3.

(O.Q.N. Barcelona 2001)

14.16. La molécula de NO:
a) Tiene un enlace iónico.
b) Cumple la regla del octeto.
c) Es paramagnética ya que tiene un número impar de electrones.
d) Es un gas muy reactivo.
e) Es un componente de la contaminación atmosférica.

(O.Q.N. Barcelona 2001)

14.17. El átomo de N en las especies químicas NH_3 , NH_2^- y NH_4^+ está rodeado siempre de ocho electrones. Seleccione la relación que expresa correctamente el orden creciente del ángulo de enlace H-N-H.
a) NH_3 NH_2^- NH_4^+
b) NH_3 NH_4^+ NH_2^-
c) NH_4^+ NH_2^- NH_3
d) NH_2^- NH_3 NH_4^+
e) El ángulo H-N-H no varía

(O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.L. Murcia 2003)

14.18. ¿Cuál de las siguientes especies no tiene estructura tetraédrica?
a) CH_4
b) NH_4^+
c) SF_4
d) $AlCl_4^-$
e) CBr_4

(O.Q.N. Oviedo 2002)

14.19. ¿Cuál de las siguientes moléculas tiene únicamente un par de electrones no compartido sobre el átomo central?
a) H_2O
b) PH_3
c) PCl_5
d) CH_2Cl_2
e) $BeCl_2$

(O.Q.N. Tarazona 2003)

14.20. ¿Cuál de las siguientes sentencias es verdadera para molécula de $SiCl_4$?
a) No tiene momento dipolar porque la suma vectorial de los momentos de sus enlaces es cero.
b) Tiene momento dipolar porque el átomo central es poco electronegativo.
c) Tiene momento dipolar porque sus enlaces son polares.
d) No tiene momento dipolar porque todos los átomos tienen la misma electronegatividad.
e) No tiene momento dipolar porque la molécula es plana.

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

14.21. Sólo una de las siguientes proposiciones es falsa:
a) Una molécula con hibridación sp es lineal.
b) Una molécula con hibridación sp^2 es plana y triangular.
c) Si en el NH_3 se utilizan orbitales puros del tipo p del N, el ángulo esperado será de 90°.
d) La hibridación sp^3d pertenece a una molécula con forma de bipirámide triangular y sin pares de electrones desapareados.
e) La molécula de CH_4 es plana cuadrangular.

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

14.22. ¿Cuál de los siguientes compuestos se representa por un conjunto de estructuras resonantes?
a) NaCl
b) $Ca(OH)_2$
c) CH_4
d) I_2
e) SO_2

(O.Q.N. Luarca 2005)

14.23. ¿Cuál de las siguientes especies químicas tiene forma tetraédrica?
a) SiF_4
b) PCl_4
c) XeF_4
d) BF_4^-
e) SF_4

(O.Q.N. Vigo 2006)

14.24. ¿Cuál de las siguientes especies químicas tiene todos sus ángulos de enlace de aproximadamente 120°?

ClF_3; BF_3; ClO_3^-; SF_4; $GeCl_4$

a) Únicamente SF_4
b) Únicamente $GeCl_4$
c) Únicamente BF_3
d) BF_3 y SF_4
e) ClF_3 y BF_3

(O.Q.N. Vigo 2006)

14.25. De las siguientes moléculas: BCl_3 ; CH_3OH; SF_2 y ClF_3 ¿cuántas son polares?
a) 0
b) 1
c) 2
d) 3
e) 4

(O.Q.N. Córdoba 2007)

14.26. Indique cuál de las siguientes especies es diamagnética:
a) NO
b) O_2
c) O_2^+
d) O_2^-
e) O_2^{2-}

(O.Q.N. Córdoba 2007)

14.27. Entre las siguientes proposiciones hay una falsa, indíquela:
a) La estructura del ion I_3^- es lineal.
b) El SO_3 es una molécula coplanaria y sus 3 ángulos O-S-O son iguales.
c) El orden de enlace de la molécula Li_2 es +1.
d) CN y NO son dos moléculas paramagnéticas.
e) El momento dipolar del CS_2 es mayor que el del SO_2.

(O.Q.N. Córdoba 2007)

14.28. El átomo de oxígeno en los alcoholes y en los éteres:
a) Utiliza orbitales atómicos s y p_x para unirse a los átomos a los que se enlaza.
b) Utiliza orbitales atómicos p_x y p_y para unirse a los átomos a los que se enlaza.
c) Utiliza orbitales híbridos sp para unirse a los átomos a los que se enlaza en forma lineal.
d) Utiliza orbitales híbridos sp^3 para unirse a los átomos a los que se enlaza en forma angular.
e) Utiliza orbitales atómicos s, p_x y p_y para unirse a los átomos a los que se enlaza.

(O.Q.N. Córdoba 2007)

14.29. Dadas las siguientes moléculas:

F_2, ClF, HCl, CsF, H_2S y PH_3

Indicar cuál de las siguientes afirmaciones es correcta:
a) No existe ninguna covalente apolar.
b) Están ordenadas de menor a mayor polaridad.
c) Sólo una posee enlace fundamentalmente iónico.
d) Todas son moléculas planas.

(O.Q.L. Madrid 2003)

14.30. Indique que afirmación es correcta para las moléculas:

H_2S, O_2, HCN y CF_4

a) H_2S y O_2 son moléculas polares.
b) Sólo tienen geometría lineal H_2S y HCN.
c) Todas ellas, menos el oxígeno, tienen carácter ácido.
d) O_2 y HCN presentan algún enlace múltiple

(O.Q.L. Madrid 2003)

14.31. ¿Cuál de las siguientes moléculas es no polar aunque sus enlaces son polares?
a) HCl
b) H_2O
c) BF_3
d) NH_3

(O.Q.L. Madrid 2003)

14.32. Dadas las siguientes afirmaciones sobre la molécula de dióxido de carbono, indique cuál de ellas no es cierta.
a) Es una molécula lineal.
b) Es una molécula polar.
c) Tiene enlaces polares.
d) Tiene dos átomos de oxígeno por cada átomo de carbono.

(O.Q.L. Madrid 2003)

14.33. ¿Cuál de las siguientes especies no tiene forma tetraédrica?
a) $SiBr_4$
b) NF_4^+
c) SF_4
d) $BeCl_4^{2-}$

(O.Q.L. Madrid 2004)

14.34. De las siguientes afirmaciones sólo una es correcta:
a) La molécula de dióxido de carbono es polar.
b) El átomo de carbono de la molécula de dióxido de carbono tiene hibridación sp^3.
c) La molécula de dióxido de carbono es lineal.
d) El dióxido de carbono es sólido a 25°C y 1 atm.

(O.Q.L. Madrid 2004)

14.35. Los ángulos de enlace en el ion hidronio (H_3O^+) son aproximadamente de:
a) 90°
b) 90° y 120°
c) 109°
d) 120°

(O.Q.L. Madrid 2004)

14.36. ¿Cuál de las siguientes moléculas es apolar?
a) Amoníaco.
b) Ácido sulfhídrico.
c) Dióxido de carbono.
d) Diclorometano.

(O.Q.L. Murcia 1996)

14.37. La molécula de agua es:
a) Lineal y polar.
b) Angular y polar.
c) Angular y apolar.
d) Piramidal y polar.

(O.Q.L. Murcia 1996)

14.38. La molécula de amoníaco posee una geometría:
a) Tetraédrica.
b) Pirámide triangular.
c) Triangular plana.
d) Lineal.
e) Bipirámide triangular
f) Pirámide cuadrada.
g) Plana cuadrada.

(O.Q.L. Murcia 1996) (O.Q.L. Almería 2005)

14.39. ¿Cuál de las siguientes moléculas se podría explicar mediante una hibridación sp?
a) HCN
b) $CH_2=CH_2$
c) $HCHO$
d) CH_4

(O.Q.L. Murcia 1997)

14.40. ¿Cuál de las siguientes moléculas no es una excepción a la regla del octete según la notación de Lewis?
a) SiO_2
b) $BeCl_2$
c) BCl_3
d) PF_5

(O.Q.L. Murcia 1998)

14.41. ¿Cuál de las siguientes moléculas presenta momento dipolar nulo?
a) CCl_4
b) H_2S
c) SO_2
d) H_2O

(O.Q.L. Murcia 1998)

14.42. ¿Cuál de las siguientes moléculas tiene una geometría plana?
a) Trifluoruro de nitrógeno (NF_3)
b) Tricloruro de fósforo (PCl_3)
c) Trifluoruro de boro (BF_3)
d) Trifluoruro de yodo (IF_3)

(O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. Baleares 2007)

14.43. ¿Cuál de las siguientes moléculas tendrá mayor momento dipolar?
a) F_2
b) SiH_4
c) HCl
d) $BrCl$

(O.Q.L. Murcia 1998)

14.44. Las moléculas de un compuesto (ZCl_3) tienen momento dipolar nulo. ¿Cuál debe ser la geometría en la que están dispuestos sus átomos constituyentes?
a) Lineal
b) Trigonal plana
c) Tetraédrica
d) Piramidal

(O.Q.L. Murcia 1998)

14.45. ¿Cuál de las siguientes moléculas presenta momento dipolar nulo?
a) HCN
b) HCHO
c) PCl_3
d) CCl_4

(O.Q.L. Murcia 1999)

14.46. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es cierta?
a) En la molécula de CS_2 hay dos dobles enlaces.
b) La molécula de amoníaco es plana.
c) La temperatura de fusión del cloro es mayor que la del cloruro de sodio.
d) Los compuestos iónicos no conducen la corriente eléctrica en estado líquido.

(O.Q.L. Murcia 1999)

14.47. ¿Con cuántos enlaces σ y π se describe la molécula de nitrógeno?
a) Dos σ y un π.
b) Un σ y dos π.
c) Un σ y tres π.
d) Un σ y un π.

(O.Q.L. Murcia 1999) (O.Q.L. Castilla y León 1999)

14.48. En la molécula de tricloruro de fósforo (PCl_3), el fósforo está rodeado de cuatro pares de electrones, por tanto, la geometría de dicha molécula tiene que ser:
a) Tetraédrica
b) Plano cuadrada
c) Triangular
d) Piramidal

(O.Q.L. Murcia 2000)

14.49. ¿Cuál de las siguientes moléculas tendrá momento dipolar cero según su geometría?
a) H_2S
b) PF_3
c) BeF_2
d) NH_3

(O.Q.L. Murcia 2001)

14.50. La geometría del átomo de carbono en la molécula de eteno es:
a) Cúbica
b) Lineal
c) Trigonal
d) Tetraédrica

(O.Q.L. Murcia 2001)

14.51. Al comparar las moléculas de CO_2 y SO_2 se observa que en la primera el momento dipolar es nulo, mientras que en la segunda no lo es. ¿Cómo se puede justificar esta diferencia?
a) Porque las electronegatividades del carbono y oxígeno son muy similares, mientras que las del azufre y oxígeno son muy distintas.
b) Porque la molécula de CO_2 es lineal y la de SO_2 no.
c) Porque el carbono no permite que sus electrones de valencia se alejen demasiado.
d) Porque el carbono pertenece al segundo período del sistema periódico mientras que el azufre pertenece al tercero.

(O.Q.L. Murcia 2002)

14.52. ¿En cuál de los siguientes compuestos no se cumple la regla del octeto para el átomo central?
a) CO_2
b) NF_3
c) OF_2
d) PF_5

(O.Q.L. Murcia 2003)

14.53. ¿Cuál de las siguientes moléculas tiene el mayor momento dipolar?
a) H_2
b) HCl
c) HBr
d) HI

(O.Q.L. Murcia 2003)

14.54. ¿Cuál de las siguientes moléculas tiene geometría plana?
a) C_2H_4
b) PCl_5
c) IF_3
d) NH_3

(O.Q.L. Murcia 2004)

14.55. De las siguientes moléculas, sólo una es polar. Indíquela.
a) CO_2
b) CCl_4
c) Cl_2
d) H_2O

(O.Q.L. Murcia 2004)

14.56. De las siguientes moléculas o iones que contienen nitrógeno, sólo una de ellas no tiene pares de electrones solitarios sobre este elemento. Indíquela.
a) NH_3
b) NH_4^+
c) NO_2^-
d) CH_3-NH_2

(O.Q.L. Murcia 2004)

14.57. ¿Cuál de los siguientes pares molécula / geometría no es correcta?
a) CO_2 / angular
b) SiF_4 / tetraédrica
c) PCl_3 / piramidal trigonal
d) BCl_3 / triangular plana

(O.Q.L. Murcia 2005)

14.58. ¿Cuál de las siguientes moléculas es apolar?
a) Amoníaco
b) Cloruro de hidrógeno
c) Tetracloruro de carbono
d) Difluorometano

(O.Q.L. Murcia 2005) (O.Q.L. Baleares 2007)

14.59. De las siguientes estructuras, indica cuál representa mejor la geometría del ión nitrato:

a) b) c) d)

(O.Q.L. Murcia 2005)

14.60. ¿Cuál de las siguientes moléculas o iones presenta una geometría angular plana?
a) NH_3
b) NO_2^-
c) $BeCl_2$
d) CS_2

(O.Q.L. Murcia 2006)

14.61. ¿Cuál de las siguientes moléculas presenta mayor momento dipolar?
a) NH_3
b) CO_2
c) CH_4
d) Cl_2

(O.Q.L. Murcia 2006)

14.62. Indica cuál de las siguientes afirmaciones es correcta:
a) El volumen atómico de los iones positivos es menor que el de los correspondientes átomos neutros.
b) Los cationes son siempre más pequeños que los aniones.
c) Las moléculas con número impar de electrones obedecen la regla octeto.
d) Todas las moléculas triatómicas del tipo A_2B no tienen momento dipolar.

(O.Q.L. Baleares 2002)

14.63. Señala cuáles de las siguientes moléculas:
agua, cloro, amoníaco, dióxido de carbono, metano, sulfuro de hidrógeno
tienen momento dipolar nulo:
a) Cloro, dióxido de carbono, metano.
b) Cloro, amoníaco, metano.
c) Agua, sulfuro de hidrógeno.
d) Dióxido de carbono, sulfuro de hidrógeno, amoníaco.

(O.Q.L. Baleares 2002)

14.64. ¿Cuál de estas afirmaciones es correcta?
a) La molécula de CO_2 es polar.
b) La molécula de CCl_4 es apolar.
c) La molécula de BF_3 es polar.
d) La molécula de NH_3 es apolar.

(O.Q.L. Baleares 2003)

14.65. ¿La estructura de cuál de las siguientes sustancias se podría justificar mediante una hibridación sp^2?
a) C_2H_2
b) BF_3
c) $CHCl_3$
d) BeF_2

(O.Q.L. Baleares 2003)

14.66. La molécula F_2C_2 tiene:
a) Tres enlaces π y ningún enlace σ.
b) Un enlace σ y dos enlaces π.
c) Dos enlaces σ y dos enlaces π.
d) Tres enlaces σ y dos enlaces π.

(O.Q.L. Baleares 2005)

14.67. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es cierta?
a) El dióxido de carbono es más polar que el metano.
b) Todas las sustancias con hibridación sp^3 son apolares.
c) Las estructuras de Lewis permiten explicar la apolaridad del CF_4.
d) El modelo de hibridación de orbitales atómicos permite explicar la geometría angular de la molécula de agua.

(O.Q.L. Baleares 2005)

14.68. ¿En cuál de las siguientes sustancias se ha de emplear el concepto de resonancia para explicar la longitud de sus enlaces?
a) Dióxido de nitrógeno
b) Nitrógeno
c) Cloruro de calcio
d) Metano

(O.Q.L. Baleares 2005)

14.69. Indica cuáles de las siguientes moléculas son polares: agua, tricloruro de boro, trifluoruro de fósforo, tetracloruro de carbono y benceno.
a) Agua y benceno.
b) Agua y trifluoruro de fósforo.
c) Agua y tetracloruro de carbono.
d) Agua, trifluoruro de fósforo y tricloruro de boro.

(O.Q.L. Baleares 2006)

14.70. De las siguientes moléculas: F_2, CS_2, C_2H_4 (etileno), C_2H_2 (acetileno), H_2O, C_6H_6 (benceno) y NH_3, indica las tienen todos sus enlaces sencillos o simples.
a) F_2, C_2H_4, H_2O
b) F_2, C_6H_6, H_2O,
c) CS_2, F_2, N_2, NH_3, H_2O
d) F_2, NH_3, H_2O

(O.Q.L. Baleares 2006)

14.71. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es cierta?
a) La molécula de CS_2 tiene dos enlaces dobles.
b) La molécula de amoníaco es plana.
c) La temperatura de fusión del cloro es mayor que la del cloruro de sodio.
d) Los compuestos iónicos no conducen la corriente en estado líquido.

(O.Q.L. Baleares 2007)

14.72. Se dice que la molécula de SO_2 es resonante porque:
a) Sus enlaces no son iónicos ni covalentes.
b) Puede asignársele varias estructuras.
c) Sus ángulos de enlace se abren y cierran en movimiento de vibración.
d) Los dos elementos que la forman están en la misma columna del sistema periódico.

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

14.73. Una de las siguientes moléculas no cumple la regla del octeto:
a) CBr_4
b) PCl_3
c) BF_3
d) KBr

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

14.74. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera?
a) La hibridación de los carbonos en el acetileno es sp^2.
b) La hibridación del átomo central de la molécula de agua es sp.
c) La hibridación del átomo de boro en la molécula de trifluoruro de boro es sp^2.
d) El etileno es una molécula plana y cada átomo de carbono presenta hibridación sp^3.

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

14.75. De las siguientes especies químicas hay una que no es posible:
a) Dicloruro de berilio
b) Tricloruro de fósforo
c) Tetracloruro de carbono
d) Pentacloruro de nitrógeno

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

14.76. ¿Cuál es la hibridación del átomo central en el compuesto $AlCl_3$?
a) sp^2
b) s^2p
c) sp^3
d) sp

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

14.77. Señale cuál de las siguientes especies químicas que se presentan a continuación tiene menos probabilidades de existir:
a) BBr_3
b) PCl_3
c) NCl_5
d) PCl_5
e) NH_3

(O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Castilla y León 2003)

14.78. De la molécula de cloruro de arsénico (III) se puede afirmar que:
a) Su geometría es trigonal plana.
b) Su geometría es piramidal trigonal.
c) Tiene cinco pares de electrones alrededor del átomo central.
d) Es una molécula angular con hibridación sp^3.

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

14.79. Indica cuál de las propuestas siguientes de orbitales híbridos es aplicable al PH_3:
a) sp^2
b) sp^3
c) p^3
d) dsp

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

14.80. Para los siguientes compuestos, señale cuál tiene mayor ángulo de enlace:
a) BF_3
b) H_2O
c) H_2CCl_2
d) $BeCl_2$

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

14.81. La hibridación que presenta el átomo de azufre en el tetrafluoruro de azufre es:
a) sp^2
b) sp^3
c) sp^3d
d) sp^3d^2

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

14.82. Señale si alguna de especies siguientes cumple la regla del octeto:
a) NO_2
b) NO
c) SO_4^{2-}
d) BrO_2
e) Ninguna de las anteriores

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

14.83. Señale si alguna de las siguientes especies presenta momento dipolar:
a) CBr_4
b) Cl_2
c) BCl_3
d) H_2S

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

14.84. Una de las siguientes especies no cumple la regla del octeto:
a) CBr_4
b) CCl_4
c) PCl_5
d) Cl_2
e) NCl_3

(O.Q.L. Extremadura 2003)

14.85. ¿Qué tipo de enlace es característico de los compuestos orgánicos?
a) polar
b) insaturado
c) electrovalente
d) covalente
e) covalente coordinado

(O.Q.L. Extremadura 2003)

SOLUCIONES									
14.1	c	14.2	d	14.3	b	14.4	a	14.5	a
14.6	d	14.7	c	14.8	d	14.9	c	14.10	b
14.11	c	14.12	e	14.13	a	14.14	a	14.15	c
14.16	c-e	14.17	b	14.18	c	14.19	b	14.20	a
14.21	e	14.22	e	14.23	a	14.24	c	14.25	d
14.26	e	14.27	e	14.28	d	14.29	c	14.30	d
14.31	c	14.32	b	14.33	c	14.34	c	14.35	c
14.36	c	14.37	b	14.38	b	14.39	a	14.40	a
14.41	a	14.42	c	14.43	c	14.44	b	14.45	d
14.46	a	14.47	b	14.48	d	14.49	c	14.50	c
14.51	d	14.52	d	14.53	b	14.54	a	14.55	d
14.56	b	14.57	a	14.58	c	14.59	c	14.60	b
14.61	a	14.62	a	14.63	a	14.64	b	14.65	b
14.66	d	14.67	d	14.68	d	14.69	b	14.70	d
14.71	a	14.72	b	14.73	c	14.74	c	14.75	d
14.76	a	14.77	c	14.78	b	14.79	b	14.80	d
14.81	c	14.82	e	14.83	d	14.84	c	14.85	d
14.86		14.87		14.88		14.89		14.90	
14.91		14.92		14.93		14.94		14.95	
14.96		14.97		14.98		14.99		14.100	

15. ENLACE QUÍMICO Y PROPIEDADES

15.1. ¿Cuál de las siguientes sustancias tiene mayor punto de fusión?
a) KBr
b) CH_4
c) I_2
d) HCl
e) CH_3OH

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Sevilla 2004)

15.2. La molécula HBr:
a) No tiene momento dipolar.
b) Tiene un enlace covalente polar.
c) Tiene un enlace covalente no polar.
d) Tiene un enlace doble.
e) Tiene un enlace iónico.

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Sevilla 2004)

15.3. Los enlaces de hidrógeno:
a) Aparecen siempre que hay un átomo de hidrógeno.
b) Hacen disminuir, generalmente, las temperaturas de fusión y de ebullición.
c) Aparecen en moléculas como H_2O, NH_3 y CH_4.
d) Son muy fuertes cuando el elemento unido al hidrógeno es muy electronegativo.
e) Poseen una energía de enlace superior a la de un enlace químico.

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

15.4. Para los siguientes compuestos:

H_2O, KI, H_2S, CH_4

¿Qué respuesta tiene los compuestos ordenados por valores decrecientes de puntos de ebullición?
a) $H_2O > KI > H_2S > CH_4$
b) $KI > H_2O > CH_4 > H_2S$
c) $KI > H_2O > H_2S > CH_4$
d) $KI > H_2S > H_2O > CH_4$
e) $KI > CH_4 > H_2S > H_2O$

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

15.5. Utilice la teoría de orbitales moleculares para predecir cuál de las siguientes especies tiene la mayor energía de enlace.
a) OF^+
b) NO^-
c) CF^+
d) NF
e) O_2

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.N. Almería 1999)

15.6. Los calores molares de vaporización de los halógenos, X_2, aumentan de arriba a abajo en la tabla periódica debido a:
a) Fuerzas ion-dipolo
b) Fuerzas de London
c) Fuerzas culómbicas
d) Fuerzas dipolo-dipolo
e) Enlace de hidrógeno

(O.Q.N. Ciudad Real 1997)

15.7. Señale la proposición correcta:
a) El I_2 es soluble en cloroformo (Cl_3CH) puesto que ambas moléculas son apolares.
b) El agua disuelve a los compuestos iónicos por lo que esta sustancia es un compuesto iónico.
c) El metano tiene un punto de fusión elevado ya que se forman enlaces de hidrógeno entre sus moléculas.
d) El agua y el mercurio son los únicos elementos químicos que existen en estado líquido en la corteza terrestre.
e) El potasio metálico es un reductor fuerte.

(O.Q.N. Burgos 1998)

15.8. ¿Cuál de los siguientes compuestos tiene mayor carácter iónico?
a) Na_2SO_4
b) N_2O
c) CO_2
d) SO_3
e) Cl_2O

(O.Q.N. Burgos 1998)

15.9. Una sustancia desconocida tiene un punto de fusión bajo, es soluble en CCl_4, ligeramente soluble en agua, y no conduce la electricidad. Esta sustancia probablemente es:
a) Un sólido covalente o atómico
b) Un metal
c) SiO_2
d) Un sólido iónico
e) Un sólido molecular

(O.Q.N. Almería 1999)

15.10. El aumento progresivo de los puntos de fusión del cloro, bromo y iodo (-103°C, -7°C y 114°C, respectivamente), puede explicarse porque:
a) Las fuerzas de van der Waals se hacen más fuertes a medida que aumenta la masa molecular.
b) El cloro y bromo forman sólidos moleculares, mientras que el iodo da origen a un sólido atómico.
c) El cloro forma un sólido molecular, el bromo un sólido atómico y el iodo un sólido metálico.
d) Los tres sólidos son moleculares, pero, a diferencia de los otros, en el iodo actúan fuerzas de tipo dipolo-dipolo.
e) La electronegatividad disminuye del cloro al iodo.

(O.Q.N. Almería 1999)

15.11. Si se entendiese por energía reticular la correspondiente al proceso endotérmico:

$$MX\ (s) \longrightarrow M^+\ (g) + X^-\ (g)$$

¿En cuál de los siguientes conjuntos de sustancias están los tres compuestos ordenados de menor a mayor energía reticular?

a)	NaF	NaCl	NaBr
b)	LiCl	NaCl	KCl
c)	LiI	RbBr	RbI
d)	CsF	CsCl	CsBr
e)	LiBr	LiCl	LiF

(O.Q.N. Murcia 2000)

15.12. Indique la causa por la que el punto de ebullición del agua es mucho mayor que el de los correspondientes hidruros de los elementos de su grupo.
a) Porque disminuye al bajar en el grupo.
b) Porque aumenta con el carácter metálico.
c) Por la existencia de fuerzas de van der Waals.
d) Por la existencia de uniones por enlace de hidrógeno.
e) Porque el oxígeno no tiene orbitales d.

(O.Q.N. Murcia 2000)

15.13. ¿Cuál de las siguientes moléculas necesitará más energía para disociarse en sus átomos constituyentes?
a) Cl_2
b) F_2
c) I_2
d) N_2
e) O_2

(O.Q.N. Murcia 2000)

15.14. Un cierto cristal no conduce la electricidad en estado sólido pero sí en estado fundido y también en disolución acuosa. Es duro, brillante y funde a temperatura elevada. El tipo de cristal es:
a) Cristal molecular
b) Cristal de red covalente
c) Cristal metálico
d) Cristal iónico
e) No se da suficiente información.

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Almería 2005)

15.15. El cloruro de cesio cristaliza en una red cúbica centrada en el cuerpo. El número de coordinación, es decir, el número de iones más próximos, que están en contacto alrededor de cada ion en la red es:
a) 2
b) 4
c) 6
d) 8
e) 12

(O.Q.N. Barcelona 2001)

15.16. El punto de ebullición de los cuatro primeros alcoholes de cadena normal es:

Alcohol	T_{eb} *(°C)*
CH_3OH *(metanol)*	*65*
C_2H_5OH *(etanol)*	*78*
C_3H_7OH *(propanol)*	*98*
C_4H_9OH *(butanol)*	*117*

Este aumento gradual al crecer el número de átomos de carbono se debe principalmente a que:
a) Aumenta la fuerza del enlace de hidrógeno.
b) Es mayor el número de enlaces covalentes.
c) Aumentan las fuerzas de van der Waals.
d) La hibridación de los orbitales atómicos es cada vez mayor.
e) Aumenta la polaridad de la molécula.

(O.Q.N. Barcelona 2001)

15.17. Un metal cristaliza en una estructura cúbica centrada en las caras. El número de átomos por celdilla unidad es:
a) 2
b) 4
c) 6
d) 8
e) 13

(O.Q.N. Oviedo 2002)

15.18. Suponga un líquido cuyas moléculas se encuentren unidas por las fuerzas indicadas a continuación, ¿cuál de ellos debe tener un punto de ebullición más bajo?
a) Enlaces iónicos
b) Fuerzas de dispersión de London
c) Enlaces de hidrógeno
d) Enlaces metálicos
e) Enlaces de red covalente

(O.Q.N. Oviedo 2002)

15.19. ¿Cuál de las siguientes series de especies químicas se encuentra en orden creciente de su punto de ebullición?

a)	H_2	N_2	NH_3
b)	H_2	NH_3	N_2
c)	NH_3	N_2	H_2
d)	NH_3	H_2	N_2
e)	H_2	NH_3	N_2

(O.Q.N. Tarazona 2003)

15.20. El fósforo rojo es insoluble en disulfuro de carbono, tiene un intervalo de punto de fusión amplio, una presión de vapor baja y no conduce la electricidad. Estas evidencias sugieren que la sustancia probablemente:
a) Es cristalina y metálica.
b) Es un cristal de unidades moleculares P_4.
c) Es amorfa y polimérica.
d) Consiste en unidades P_4 en un "mar" de electrones.
e) Está formada por átomos de P no enlazados en un empaquetamiento cúbico compacto.

(O.Q.N. Tarazona 2003)

14.40. ¿Cuál de las siguientes moléculas tiene únicamente un par de electrones no compartido sobre el átomo central?
a) H_2O
b) PH_3
c) PCl_5
d) CH_2Cl_2
e) $BeCl_2$

(O.Q.N. Tarazona 2003)

15.21. De las siguientes especies químicas: N_2, N_2^+, N_2^-
a) La que tiene mayor energía de enlace es N_2^- porque tiene mayor número de electrones.
b) La que tiene menor distancia de enlace es N_2^+.
c) Las tres tienen la misma energía de enlace ya que son isoelectrónicas.
d) El orden de enlace mayor es el de N_2^+ ya que el nitrógeno es muy electronegativo.
e) La distancia de enlace del N_2 es menor que la del N_2^+, N_2^-.

(O.Q.N. Tarazona 2003)

15.22. Los cinco primeros hidrocarburos lineales son metano (CH_4), etano (C_2H_6), propano (C_3H_8), butano (C_4H_{10}) y pentano (C_5H_{12}).
a) El primero forma un sólido atómico y los demás son moleculares.
b) Todos ellos son sólidos atómicos.
c) Sus puntos de fusión son anormalmente elevados, debido a la existencia de enlaces de hidrógeno.
d) El de mayor punto de fusión es el metano, ya que sus moléculas se empaquetan mejor.
e) El de mayor punto de fusión es el pentano.

(O.Q.N. Tarazona 2003)

15.23. El calor de disolución del KCl es 17 kJ/mol y la suma de los calores de hidratación de un mol de iones cloro y un mol de iones potasio -698 kJ. La energía de la red del KCl en sentido de la formación del retículo cristalino es:
a) 715 kJ
b) -681kJ
c) -715 kJ
d) -332 kJ
e) 681 kJ

(O.Q.N. Tarazona 2003) (O.Q.L. Madrid 2004)

15.24. La formación de cloruro de sodio es una reacción exotérmica. Tres de las etapas sucesivas de su ciclo de Born-Haber son las siguientes:

$$1)\ Na\ (s) \longrightarrow Na\ (g)$$
$$2)\ Na\ (g) \longrightarrow Na^{+}\ (g) + 1\ e^{-}$$
$$3)\ Na^{+}\ (g) + Cl^{-}\ (g) \longrightarrow Na^{+}Cl^{-}\ (s)$$

¿En cuál o en cuáles se libera energía?
a) 1
b) 2
c) 3
d) 1 y 3
e) En todas

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004) (O.Q.L. Murcia 1997)

15.25. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es correcta:
a) Todos los compuestos iónicos son buenos conductores de la corriente eléctrica.
b) Los compuestos covalentes moleculares se presentan siempre en estado gaseoso.
c) Los sólidos de red covalente tienen elevados puntos de fusión y ebullición.
d) El agua es un mal disolvente de los compuestos iónicos.
e) Los compuestos covalentes homopolares se disuelven fácilmente en disolventes polares.

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

15.26. ¿Cuál de las siguientes disoluciones es peor conductor eléctrico?
a) K_2SO_4 0,5 M
b) $CaCl_2$ 0,5 M
c) HF 0,5 M
d) CH_3OH 0,5 M
e) NH_3 0,5 M

(O.Q.N. Luarca 2005)

15.27. Clasifique las siguientes sustancias iónicas en orden creciente de energía de red: $MgCl_2$, $CaCl_2$, MgF_2.
a) $MgCl_2 < MgF_2 < CaCl_2$
b) $MgCl_2 < CaCl_2 < MgF_2$
c) $CaCl_2 < MgCl_2 < MgF_2$
d) $CaCl_2 < MgF_2 < MgCl_2$
e) $MgF_2 < CaCl_2 < MgCl_2$

(O.Q.N. Vigo 2006)

15.28. El níquel cristaliza en una red cúbica centrada en las caras y su densidad es 8,94 g/cm^3 a 20°C. ¿Cuál es la longitud de la arista de la celda unidad?
a) 340 pm
b) 352 pm
c) 372 pm
d) 361 pm
e) 392 pm
(Masa atómica Ni = 58,71)

(O.Q.N. Vigo 2006)

15.29. A partir de la siguiente tabla de entalpías de reacción, calcule la energía de red del KF (s), definida en el sentido de formación del retículo cristalino:

$K(s) + \frac{1}{2} F_2(g) \longrightarrow KF(s)$	$\Delta H = -563\ kJ\ mol^{-1}$
$K(s) \longrightarrow K(g)$	$\Delta H = +89\ kJ\ mol^{-1}$
$K(g) \longrightarrow K^+(g) + e^-$	$\Delta H = +419\ kJ\ mol^{-1}$
$F_2(g) \longrightarrow 2\ F(g)$	$\Delta H = +160\ kJ\ mol^{-1}$
$F(g) + e^- \longrightarrow F^-(g)$	$\Delta H = -333\ kJ\ mol^{-1}$

a) 818 $kJ\ mol^{-1}$
b) -818 $kJ\ mol^{-1}$
c) 898 $kJ\ mol^{-1}$
d) -898 $kJ\ mol^{-1}$
e) -228 $kJ\ mol^{-1}$

(O.Q.N. Vigo 2006)

15.30. Teniendo en cuenta los diagramas de orbitales moleculares para moléculas diatómicas y la multiplicidad de los enlaces, ordene la energía de disociación de las siguientes moléculas: H_2, He_2, He_2^+, O_2 y N_2:
a) $H_2 < He_2 < He_2^+ < O_2 < N_2$
b) $He_2 < He_2^+ < O_2 < N_2 < H_2$
c) $He_2^+ < He_2 < O_2 < N_2 < H_2$
d) $He_2 < He_2^+ < H_2 < O_2 < N_2$
e) $He_2^+ < O_2 < N_2 < H_2 < He_2$

(O.Q.N. Vigo 2006)

15.31. El compuesto que es más soluble en agua y tiene mayor punto de ebullición es:
a) CH_3-O-CH_3
b) CH_3-CH_2-Br
c) CH_3-CHO
d) CH_3-CH_2OH
e) CH_3-CH_3

(O.Q.N. Vigo 2006)

15.32. Indique cuáles de los siguientes compuestos son gases a temperatura ambiente y 1 atm de presión. 1) HCl 2) CO_2 3) I_2 4) KCl 5) NH_3
a) 2 y 5
b) 2, 3 y 5
c) 1, 2 y 5
d) 1, 2 y 4
e) 1, 3 y 5

(O.Q.N. Córdoba 2007)

15.33. Para los siguientes compuestos, HF, HCl, HBr y HI ¿Qué respuesta tiene los compuestos ordenados por valores decrecientes de puntos de ebullición?
a) HBr > HI > HCl > HF
b) HI > HBr > HF > HCl
c) HI > HBr > HCl > HF
d) HF > HI > HBr > HCl
e) HF > HCl > HBr > HI

(O.Q.N. Córdoba 2007)

15.34. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones acerca de la disolución de diversas sustancias en agua es correcta?
a) El cloroformo ($CHCl_3$) es soluble en agua ya que, al igual que le ocurre al NaCl, se disocia completamente en disolución.
b) El I_2 es más soluble en agua que el NaCl ya que, por ser un sólido molecular, la interacción entre sus moléculas es más débil.
c) El CH_4 y todos los hidrocarburos ligeros son muy solubles en agua por su capacidad de formar enlaces de hidrógeno con el disolvente.
d) El butanol no es completamente soluble en agua debido a la cadena apolar.

(O.Q.L. Madrid 2003)

15.35. La reacción entre un elemento Q (Z = 16) y otro elemento M (Z = 19), con mayor probabilidad formará:
a) Un compuesto iónico de fórmula MQ.
b) Un compuesto iónico de fórmula MQ_2.
c) Un compuesto iónico de fórmula M_2Q.
d) Un compuesto covalente de fórmula M_2Q.

(O.Q.L. Madrid 2003)

15.36. A partir de los siguientes datos:

$$NH_3\,(g) \longrightarrow NH_2\,(g) + H\,(g) \qquad \Delta H° = 435\text{ kJ}$$
$$NH_2\,(g) \longrightarrow NH\,(g) + H\,(g) \qquad \Delta H° = 381\text{ kJ}$$
$$NH\,(g) \longrightarrow N\,(g) + H\,(g) \qquad \Delta H° = 360\text{ kJ}$$

Se puede deducir que la energía media de enlace para el enlace N-H es:
a) 360 kJ
b) 381 kJ
c) 435 kJ
d) 392 kJ

(O.Q.L. Madrid 2004)

15.37. De las siguientes proposiciones señale la respuesta correcta:
a) Todos los halógenos pueden actuar con valencias covalentes 1, 3, 5 y 7.
b) En el diamante todos los enlaces son covalentes puros.
c) Algunos enlaces del grafito son iónicos, lo que le hace ser un buen conductor eléctrico.
d) El anión sulfuro (S^{2-}) es un oxidante moderado.

(O.Q.L. Madrid 2004)

15.38. ¿Cuál de las siguientes moléculas no puede formar enlaces por puentes de hidrógeno con otras del mismo compuesto?
a) Éter metílico.
b) Etanol.
c) Agua.
d) Amoníaco.

(O.Q.L. Murcia 1996)

15.39. El número máximo de enlaces de hidrógeno en los que puede participar una molécula de agua es:
a) 1
b) 2
c) 3
d) 4

(O.Q.L. Murcia 1996)

15.40. El enlace en el BrF es:
a) Covalente puro.
b) Metálico.
c) Covalente, con cierto carácter iónico.
d) Iónico.

(O.Q.L. Murcia 1996)

15.41. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones sobre las sustancias iónicas en estado sólido es correcta?
a) Conducen muy bien la corriente eléctrica.
b) Son dúctiles y maleables.
c) Se cargan fácilmente al frotarlas.
d) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Murcia 1997)

15.42. ¿Cuál de los siguientes compuestos puede formar enlace por puente de hidrógeno?
a) Propanona (acetona)
b) Etanol
c) Etanal
d) Etano

(O.Q.L. Murcia 1997)

15.43. De las siguientes afirmaciones, indique la que debe considerarse totalmente correcta:
a) La energía reticular de un compuesto iónico es independiente de la carga de los iones que lo forman.
b) Los sólidos iónicos subliman con facilidad y son muy solubles en agua.
c) Los compuestos iónicos son conductores en cualquier estado físico.
d) Las temperaturas de fusión y de ebullición de los compuestos iónicos son altas o muy altas.
e) Son dúctiles y maleables.

(O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. Murcia 2005)

15.44. ¿Cuál de los siguientes elementos es un sólido no conductor, de baja temperatura de fusión, y constituido por moléculas poliatómicas simétricas?
a) Aluminio
b) Carbono (diamante)
c) Fósforo (blanco)
d) Potasio

(O.Q.L. Murcia 1998)

15.45. El alcohol etílico (etanol) se mezcla con el agua en cualquier proporción. Ello es debido a que:
a) Lo dice la "ley de semejanza" (semejante disuelve a semejante).
b) El alcohol etílico es hiperactivo.
c) Ambos líquidos, alcohol y agua, son incoloros.
d) Se establecen enlaces por puente de hidrógeno entre las moléculas de ambas sustancias al mezclarlas.

(O.Q.L. Murcia 1998)

15.46. A 25°C y 1 atm de presión se puede afirmar que:
a) Todos los metales son sólidos, conductores y de altos puntos de fusión.
b) El SiO_2, como el CO_2, es un gas.
c) El H_2O es líquido y el H_2S es gaseoso.
d) El diamante es un sólido molecular.

(O.Q.L. Murcia 1998)

15.47. ¿Cuál de las siguientes especies químicas será la más insoluble en agua?
a) CCl_4
b) CsBr
c) LiOH
d) CH_3-CH_2OH

(O.Q.L. Murcia 1999)

15.48. Las denominadas "Fuerzas de van der Waals":
a) Explican la interacción entre iones.
b) Describen la atracción del núcleo sobre los electrones deslocalizados.
c) Miden las acciones mutuas entre las partículas nucleares.
d) Justifican que el iodo sea un sólido a 0°C, mientras que el cloro es un gas a la misma temperatura.

(O.Q.L. Murcia 2000)

15.49. Indique, de las siguientes sustancias, cuál de ellas es un sólido cristalino, frágil, soluble en agua y no conductor de la electricidad ni en estado sólido ni en disolución:
a) Hierro
b) Sal común
c) Diamante
d) Sacarosa

(O.Q.L. Murcia 2000)

15.50. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?
a) Los compuestos iónicos son sólidos cristalinos, de alto punto de fusión y ebullición y siempre conductores de la electricidad.
b) El enlace covalente no es muy fuerte, razón por la que el oxígeno, en su estado natural, es un gas.
c) Todos los metales son sólidos y tienen brillo.
d) Los compuestos iónicos se forman a partir de átomos de elementos con muy diferente electronegatividad.

(O.Q.L. Murcia 2000)

15.51. De acuerdo a los valores de electronegatividades de Pauling de los elementos indicados:

S	W	U	Y	Z	X	T	V
0,82	0,93	1,00	2,04	2,20	2,55	2,96	3,04

¿Cuál de los siguientes compuestos hipotéticos presentará mayor carácter covalente?
a) WV
b) XU
c) YT
d) ZX

(O.Q.L. Murcia 2001)

15.52. El hecho de que el cloruro de hidrógeno gaseoso se disuelva bien tanto en disolventes polares como en algunos no polares debe achacarse a que:
a) La unión entre los átomos de ambos elementos es covalente polar.
b) Existe entre las moléculas enlace por puente de hidrógeno.
c) Aparecen uniones por fuerzas de van der Waals entre las moléculas.
d) Es una molécula resonante.

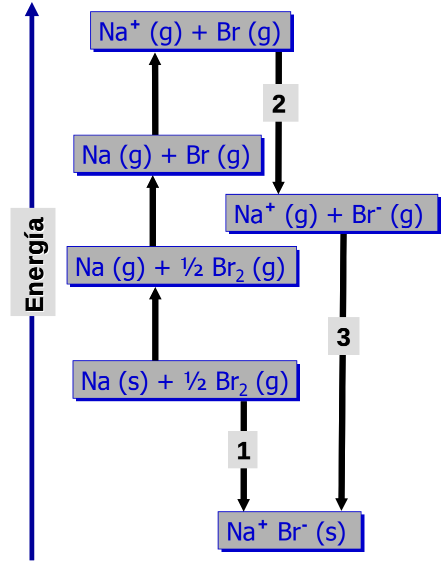
(O.Q.L. Murcia 2001)

15.53. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es incorrecta?
a) La temperatura de fusión del yodo es mayor que la del bromo.
b) El diamante no conduce la corriente eléctrica.
c) La temperatura de fusión del agua es anormalmente baja si se compara con la que corresponde a los hidruros de los otros elementos del grupo 16.
d) El bromuro de sodio es soluble en agua.

(O.Q.L. Murcia 2002)

15.54. En la figura adjunta se representa el diagrama entálpico del ciclo de Born-Haber para la formación del bromuro de sodio. ¿Qué etapa o etapas determina(n) la entalpía o energía reticular?

a) 1
b) 2
c) 3
d) (2+3)



(O.Q.L. Murcia 2002)

15.55. ¿En cuál de las siguientes sustancias cabe esperar que exista una mayor interacción molecular?

a) F_2 (g)
b) H_2 (g)
c) H_2S (g)
d) HF (g)

(O.Q.L. Murcia 2003)

15.56. El enlace entre dos átomos A y B será iónico si las:

a) Energías de ionización de ambos son pequeñas.
b) Electronegatividades de ambos son muy diferentes.
c) Energías de ionización de ambos son parecidas.
d) Respectivas afinidades electrónicas son muy altas.

(O.Q.L. Murcia 2004)

15.57. Las denominadas "Fuerzas de van der Waals":

a) Se pueden dar entre moléculas con enlaces covalentes.
b) Se pueden encontrar entre las moléculas de los gases que se comportan como ideales.
c) No son suficientemente fuertes para ser las responsables del estado sólido de ciertas sustancias.
d) Aparecen en las interacciones entre los electrones y el núcleo de átomos con peso atómico alto.

(O.Q.L. Murcia 2004)

15.58. ¿Cuántos iones de un signo son los más próximos a otro de carga contraria en una red cristalina cúbica centrada en las caras?

a) 4
b) 6
c) 8
d) 12

(O.Q.L. Murcia 2004)

15.59. Señale la opción que considere correcta:

a) Temperatura de fusión del cobre 18°C
b) Temperatura de ebullición del SO_2 40°C
c) Temperatura de fusión del cloruro sódico 102°C
d) Temperatura de ebullición del etanol 78°C

(O.Q.L. Murcia 2004)

15.60. El carbono origina un gran número de compuestos debido a:
a) Su carácter muy electronegativo.
b) La existencia de la fuerza vital.
c) Su carácter muy electropositivo.
d) Su capacidad para formar enlaces consigo mismo.

(O.Q.L. Murcia 2004)

15.61. Señale cuál de las siguientes moléculas no puede formar enlaces por puente de hidrógeno:
a) Sulfuro de hidrógeno
b) Etanol
c) Agua
d) Metilamina

(O.Q.L. Murcia 2005)

15.62. De las siguientes afirmaciones, todas ciertas, ¿cuál tendría su explicación en la existencia de enlaces de puentes de hidrógeno?
a) El etano tiene el punto de ebullición superior al metano.
b) El punto de ebullición del CO es ligeramente superior al del N_2.
c) El H_2Te tiene punto de ebullición superior al del H_2Se.
d) El punto de ebullición del etanol es superior al del éter etílico.

(O.Q.L. Murcia 2006)

15.63. ¿Cuál de las siguientes sustancias conduce la electricidad en estado sólido?:
a) MgO
b) NaCl
c) SiO_2
d) C (grafito)

(O.Q.L. Murcia 2006)

15.64. Para fundir uno de las siguientes sustancias es necesario vencer las fuerzas debidas al enlace covalente. Indica de qué sustancia se trata:
a) C (diamante)
b) Na_2O
c) Zn
d) H_2O

(O.Q.L. Murcia 2006)

15.65. ¿Cuál de las siguientes sustancias presenta mayor temperatura de fusión?:
a) H_2O
b) CH_4
c) HCl
d) CsBr

(O.Q.L. Murcia 2006)

15.66. Indica que frase no es cierta:
a) El cloruro de sodio y el dióxido de silicio no son conductores de la corriente eléctrica bajo ninguna condición.
b) Los compuestos iónicos son, en general, solubles en disolventes polares.
c) El óxido de aluminio posee un punto de fusión elevado.
d) El sodio se puede estirar fácilmente en hilos.

(O.Q.L. Baleares 2002)

15.67. Entre las moléculas cloro ordenadas en un cristal molecular existen fuerzas:
a) Iónicas
b) Covalentes
c) van der Waals
d) Dipolo-dipolo

(O.Q.L. Baleares 2002)

15.68. ¿Cuál de estas sustancias tiene un punto de fusión más elevado?
a) NaBr
b) Br_2
c) SO_2
d) NaF

(O.Q.L. Baleares 2003)

15.69. ¿Qué compuesto en fase líquida será mejor disolvente de un cristal iónico?
a) HF
b) BF_3
c) SF_6
d) CO_2

(O.Q.L. Baleares 2004)

15.70. Indica que frase no es cierta:
a) El aluminio y el diamante son insolubles en agua y benceno.
b) Los metales son frágiles, dúctiles y maleables.
c) El naftaleno y el yodo son solubles en benceno.
d) Los metales son buenos conductores del calor y la electricidad.

(O.Q.L. Baleares 2004)

15.71. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera?
a) El punto de fusión del LiCl es mayor que el del KCl.
b) El punto de fusión del $SrCl_2$ es mayor que el del $BaCl_2$.
c) El punto de fusión del $CaCl_2$ es mayor que el del CaF_2.
d) En la fusión se rompen fuerzas de Van der Waals.

(O.Q.L. Baleares 2004)

15.72. El diamante y el grafito:
a) Tienen una composición química diferente.
b) El diamante tiene enlace covalente y el grafito lo tiene iónico ya que éste conduce la corriente eléctrica.
c) Ambos tienen enlace iónico ya que los dos tienen puntos de fusión elevados.
d) Ambos tienen enlace covalente.

(O.Q.L. Baleares 2005)

15.73. Las fuerzas intermoleculares de van der Waals:
a) Se dan entre cualquier tipo de estructuras moleculares.
b) Permiten explicar que algunas sustancias apolares sean sólidas.
c) Su energía de enlace es menor que la de los enlaces de hidrógeno.
d) Todas las anteriores son correctas.

(O.Q.L. Baleares 2005)

15.74. Entre las siguientes sustancias:

CaO, CO_2, SiO_2, O_2

¿Cuántas forman una red iónica?
a) Una
b) Dos
c) Tres
d) Cuatro

(O.Q.L. Baleares 2005)

15.75. ¿Qué compuesto, en fase líquida, será mejor disolvente para un cristal iónico?
a) Ácido clorhídrico
b) Trifluoruro de boro
c) Pentacloruro de fósforo
d) Dióxido de carbono

(O.Q.L. Baleares 2005)

15.76. Los hidruros de la familia del nitrógeno presentan los siguientes puntos de ebullición:

SbH_3	AsH_3	PH_3	NH_3
-17°C	-55°C	-87°C	-33°C

El amoníaco no presenta la tendencia de disminución del punto de ebullición por la presencia de:
a) Enlace iónico
b) Enlace metálico
c) Enlace de hidrógeno
d) Fuerzas de van der Waals

(O.Q.L. Baleares 2005)

15.77. ¿Cuál de los siguientes hidrocarburos alifáticos tendrá un punto de ebullición más bajo?
a) Metano
b) Etano
c) Propano
d) Las sustancias anteriores no son hidrocarburos alifáticos.

(O.Q.L. Baleares 2006)

15.78. Los dióxidos de carbono, azufre y silicio tienen fórmulas empíricas análogas. A presión atmosférica, el CO_2 sublima a -78°C, el SO_2 hierve a -10°C y el SiO_2 funde a 1600°C. Teniendo en cuenta estos hechos, indica la proposición correcta:
a) El CO_2 y SO_2 forman sólidos moleculares y su diferente comportamiento se debe a la diferencia en los momentos dipolares de sus moléculas.
b) Los tres óxidos forman redes covalentes.
c) En estado sólido, el CO_2 es molecular, el SO_2 y SiO_2 forman redes covalentes.
d) El elevado punto de fusión del SiO_2 se explica porque el momento dipolar de sus moléculas es muy grande.

(O.Q.L. Baleares 2006)

15.79. ¿Cuál de las siguientes sustancias puede formar enlaces por puentes de hidrógeno?:
a) Acetona
b) Etanol
c) Etanal
d) Etano

(O.Q.L. Baleares 2007)

15.80. Los compuestos iónicos:
a) Son muy volátiles a temperatura ambiente.
b) Son buenos conductores de la corriente eléctrica a temperatura ambiente.
c) Tienen un punto de fusión elevado.
d) Son poco solubles en disolventes polares puros.

(O.Q.L. Baleares 2007)

15.81. ¿Cuál de las siguientes sustancias tiene el punto de fusión más alto?
a) Br_2
b) NaCl
c) HCl
d) CH_3OH
e) CH_4

(O.Q.L. Almería 2005)

15.82. El orden creciente correcto de puntos de ebullición de los compuestos: KCl, H_2O, CH_4, H_2S es:

a) KCl < H_2O < H_2S < CH_4
b) CH_4 < H_2S < H_2O < KCl
c) KCl < CH_4 < H_2S < H_2O
d) H_2O < CH_4 < H_2S < KCl
e) KCl < H_2O < CH_4 < H_2S

(O.Q.L. Almería 2005)

15.83. Una sustancia presenta las siguientes propiedades:
1) Bajo punto de fusión
2) Soluble en tetracloruro de carbono
3) No conduce la corriente eléctrica
Esta sustancia es:
a) Diamante
b) Cobre
c) Sílice
d) Cloruro sódico
e) Yodo

(O.Q.L. Almería 2005)

15.84. Señale la proposición correcta:
a) El iodo es soluble en CCl_4 puesto que ambas moléculas son apolares.
b) El agua disuelve a los compuestos iónicos por lo que esta sustancia es un compuesto iónico.
c) El metano tiene un punto de fusión elevado ya que se forman enlaces de hidrógeno entre sus moléculas.
d) El agua y el mercurio son los únicos elementos químicos que existen en estado líquido en la corteza terrestre.
e) El mercurio conduce la corriente eléctrica porque es un líquido.

(O.Q.L. Almería 2005)

15.85. El compuesto nitrato de sodio es muy soluble en:
a) Sulfuro de carbono
b) Agua
c) Etanol
d) En ninguno de los disolventes propuestos.

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

15.86. Indique cuál o cuáles de las siguientes afirmaciones no son verdaderas:
1) La molécula de triclorometano es polar.
2) El cloruro de potasio es más soluble que el cloruro de sodio.
3) El cloruro de sodio sólido conduce la electricidad por ser iónico.
4) El punto de fusión del cloruro de litio es mayor que el del cloruro de potasio.
a) 1
b) 1 y 3
c) 2 y 3
d) 3 y 4

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

15.87. Los siguientes elementos son semiconductores excepto uno que es:
a) Si
b) As
c) Sn
d) Ge

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

15.88. Dadas las siguientes afirmaciones indique si son o no correctas:
1) El término enlace describe todas las interacciones que mantienen unidos los átomos en una molécula estable.
2) Electrones apareados son aquellos que se encuentran en el mismo orbital, diferenciándose sólo en el espín.
3) En todo enlace covalente cada elemento cede un electrón para que sea compartido.
4) Un electrón desapareado es el que se encuentra aislado en un orbital.
a) Sólo 2 y 4 son ciertas.
b) 1 y 3 son falsas.
c) 1, 2 y 4 son ciertas.
d) Sólo 1 y 2 son ciertas.

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

15.89. De las siguientes afirmaciones sólo una es cierta:
a) Cuanto menor es el radio de un anión más se polariza por efecto de un determinado catión.
b) El catión Na^+ es más polarizante que el catión Be^{2+}.
c) Entre dos compuestos semejantes, presenta mayor porcentaje de carácter iónico el más polarizado.
d) En general, entre dos compuestos semejantes, al aumentar el porcentaje de carácter covalente disminuyen los puntos de fusión.

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

15.90. De los siguientes compuestos, señale aquél cuyo comportamiento iónico sea más acusado:
a) CCl_4
b) $BeCl_2$
c) $TiCl_4$
d) $CaCl_2$

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

15.91. Al disolver $FeCl_3$ (s) en agua se forma una disolución que conduce la corriente eléctrica. La ecuación que mejor representa dicho proceso:
a) Fe^{2+} (ac) + 3 Cl^- (ac) $\longrightarrow$ $FeCl_3$ (s)
b) $FeCl_3$ (s) $\longrightarrow$ Fe^{3+} (ac) + Cl_3^- (ac)
c) $FeCl_3$ (ac) $\longrightarrow$ Fe^{3+} (ac) + Cl_3^- (ac)
d) $FeCl_3$ (s) $\longrightarrow$ Fe^{3+} (ac) + 3 Cl^- (ac)
e) $FeCl_3$ (s) $\longrightarrow$ $FeCl_3$ (ac)

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

15.92. Indique cuál de los siguientes compuestos presenta un mayor carácter iónico:
a) CCl_4
b) $SbCl_3$
c) $CaCl_2$
d) $ZrCl_4$

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

15.93. Indique cuál sería el compuesto en el que estaría más acusado el carácter iónico del enlace:
a) LiCl
b) $SbCl_3$
c) $CaBr_2$
d) $ZrCl_4$

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

15.94. De las siguientes afirmaciones sólo una es cierta:
a) El catión Na^+ polariza más al anión Cl^- que el catión Be^{2+}.
b) Entre dos compuestos semejantes, el de mayor grado de polizarización presenta más carácter iónico.
c) En general, entre dos compuestos análogos, al aumentar el carácter covalente disminuye el punto de fusión.
d) Cuanto menor es el radio de un anión más se polariza por efecto de un determinado catión.

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

15.95. De las siguientes afirmaciones sobre el CsCl (s) sólo una es cierta:
a) La unión CsCl es covalente.
b) En estado sólido es un buen conductor de la corriente eléctrica.
c) Presenta bajos puntos de fusión y ebullición.
d) Es frágil.

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

15.96. Indique cuál de las siguientes proposiciones es cierta respecto a que conduzcan la corriente eléctrica:
a) Tetracloruro de carbono en agua.
b) Cloruro de sodio añadido a un recipiente que contiene benceno.
c) Cloruro de cinc fundido.
d) Dióxido de silicio sólido.

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

15.97. Los sólidos moleculares que se mantienen unidos por enlace de van der Waals generalmente:
a) Tienen puntos de fusión bajos.
b) Forman enlaces de hidrógeno.
c) Cristalizan fácilmente.
d) Son gases.

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

SOLUCIONES									
15.1	a	15.2	b	15.3	d	15.4	c	15.5	c
15.6	b	15.7	e	15.8	a	15.9	e	15.10	a
15.11	e	15.12	d	15.13	d	15.14	d	15.15	d
15.16	a	15.17	b	15.18	b	15.19	a	15.20	c
15.21	e	15.22	e	15.23	c	15.24	c	15.25	c
15.26	d	15.27	c	15.28	b	15.29	b	15.30	d
15.31	d	15.32	c	15.33	d	15.34	d	15.35	d
15.36	d	15.37	b	15.38	a	15.39	d	15.40	c
15.41	d	15.42	b	15.43	d	15.44	c	15.45	d
15.46	c	15.47	a	15.48	d	15.49	d	15.50	d
15.51	d	15.52	a	15.53	c	15.54	c	15.55	d
15.56	b	15.57	a	15.58	b	15.59	d	15.60	d
15.61	a	15.62	d	15.63	d	15.64	a	15.65	d
15.66	a	15.67	c	15.68	d	15.69	a	15.70	b
15.71	d	15.72	d	15.73	d	15.74	a	15.75	a
15.76	c	15.77	a	15.78	a	15.79	b	15.80	c
15.81	b	15.82	b	15.83	e	15.84	a	15.85	b
15.86	d	15.87	c	15.88	c	15.89	c	15.90	d
15.91	d	15.92	c	15.93	a	15.94	b	15.95	d
15.96	c	15.97	c	15.98		15.99		15.100	

16. QUÍMICA ORGÁNICA

16.1. ¿Cuál de las siguientes especies puede reducirse hasta un alcohol secundario?
a) CH_3-CH_2-CHO
b) CH_3-CH_2-COCl
c) CH_3-CH_2-$COOCH_3$
d) CH_3-CH_2-CO-CH_3
e) CH_3-CH_2-COOH

(O.Q.N. Murcia 2000)

16.2. ¿Cuántos isómeros estructurales diferentes tiene el compuesto diclorobutano?
a) 6
b) 9
c) 4
d) 5
e) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.N. Luarca 2005)

16.3. La siguiente reacción: $CH_3OH + HCl \longrightarrow CH_3Cl + H_2O$, es del tipo:
a) Ácido-base
b) Oxidación-reducción
c) Adición
d) Eliminación
e) Sustitución

(O.Q.N. Vigo 2006)

16.4. Señale el producto de la siguiente reacción: 2-metil-2-buteno + HCl $\longrightarrow$
a) $(CH_3)_2CH{=}CHClCH_3$
b) $(CH_3)_2CClCH{=}CH_2$
c) $CH_2{=}C(CH_3)CH_2CH_3$
d) $(CH_3)_2CClCH_2CH_3$
e) No reaccionan.

(O.Q.N. Vigo 2006)

16.5. Señale la proposición correcta:
a) Las moléculas de benceno y ciclohexano son planas.
b) El benceno tiene conformaciones de silla y bote.
c) La energía de resonancia es la diferencia de energía entre las dos moléculas: benceno y ciclohexano.
d) El benceno es más reactivo que el ciclohexano y por tanto menos estable.
e) La energía de resonancia del benceno se puede calcular a partir de las entalpías de reacción del ciclohexeno.

(O.Q.N. Vigo 2006)

16.6. El compuesto orgánico C_2H_4ClF presenta:
a) Isomería cis-trans.
b) Isomería óptica.
c) Cuatro isómeros.
d) Dos isómeros.
e) No presenta isomería.

(O.Q.N. Vigo 2006)

16.7. El número de compuestos orgánicos que responden a la fórmula molecular $C_4H_{10}O$, sin tener en cuenta los estereoisómeros, es:
a) 4
b) 3
c) 7
d) 6
e) 9

(O.Q.N. Córdoba 2007)

16.8. El producto mayoritario obtenido al deshidratar el 2-metil-3-pentanol en medio ácido es:
a) Un alcano con el mismo número de átomos de carbono.
b) Un alqueno que puede presentar isomería geométrica.
c) Un alqueno que no puede presentar isomería geométrica.
d) Ninguno ya que en esas condiciones no tiene lugar la deshidratación.
e) Un alquino con el mismo número de átomos de carbono.

(O.Q.N. Córdoba 2007)

16.9. El benceno y el ciclohexeno poseen cada uno de ellos un ciclo y seis átomos de carbono, pero:
a) El benceno es más reactivo que el ciclohexeno.
b) La reacción típica del benceno es la adición electrófila.
c) La reacción típica del ciclohexeno es la sustitución electrófila.
d) Ninguno de los dos experimentan reacciones de sustitución o de adición.
d) El benceno reacciona con bromo molecular en presencia de un catalizador dando principalmente bromobenceno mientras que el ciclohexeno reacciona con bromo molecular dando trans-1,2-dibromociclohexano.

(O.Q.N. Córdoba 2007)

16.10. Un compuesto orgánico tiene de fórmula molecular C_2H_4O. Indicar su nombre entre los siguientes:
a) Etanal
b) Etanol
c) Etano
d) Ácido etanoico

(O.Q.L. Madrid 2003)

16.11. Indicar cuál es la respuesta correcta respecto a la siguiente reacción:

$$CH_2=CH-CH_3 + HCl \longrightarrow$$

a) Es una reacción de adición y el producto de reacción mayoritario es el 2-cloropropano.
b) Es una reacción de adición y el producto de reacción mayoritario es el 1-cloropropano.
c) Es una reacción de sustitución, el producto de reacción mayoritario es el 2-cloropropeno y es isómero de posición del producto minoritario.
d) Es una reacción de sustitución, el producto de reacción mayoritario es el 3-cloropropeno y es isómero geométrico del producto minoritario.

(O.Q.L. Madrid 2003)

16.12. Indicar cuál es la respuesta correcta en relación con el policloruro de vinilo (PVC).
a) Se obtiene a partir del cloroeteno mediante una reacción de adición vía radical.
b) Se obtiene a partir del cloroeteno mediante una reacción de condensación.
c) Se obtiene a partir del cloropropeno mediante una reacción de adición vía radical.
d) Se obtiene a partir del etileno mediante una reacción de condensación vía radical.

(O.Q.L. Madrid 2003)

16.13. Indicar cuál es la respuesta correcta respecto a la siguiente reacción:

$$CH_3-CHOH-CH_2-CH_3 + H_2SO_4 \longrightarrow$$

a) Es una reacción de sustitución y el producto de reacción mayoritario es el butano.
b) Es una reacción de eliminación y el producto de reacción mayoritario es el 2-buteno.
c) Es una reacción de eliminación y el producto de reacción mayoritario es el 3-buteno.
d) Es una reacción de eliminación y el producto de reacción mayoritario es el butano.

(O.Q.L. Madrid 2003)

16.14. Indicar cuál es la respuesta correcta respecto a la siguiente reacción:

$$CH_3CH_2COOH + CH_3OH + H^+ \longrightarrow$$

a) Es una reacción de sustitución y el producto de reacción es el propanoato de metilo.
b) Es una reacción de condensación y el producto de reacción es el propanoato de metilo.
c) Es una reacción de adición y el producto de reacción es el acetato de propilo.
d) En las condiciones que se indican no hay reacción.

(O.Q.L. Madrid 2003)

16.15. ¿Cuál de los siguientes compuestos es isómero del CH_3-CH_2-COOH?
a) CH_3-CO-CH_2OH
b) CH_3-CH_2-CHO
c) CH_2=CH-COOH
d) CH_2OH-CH_2-CH_2OH

(O.Q.L. Murcia 1996)

16.16. Cuando se habla de una mezcla racémica se refiere a:
a) Una mezcla de isótopos, tanto naturales como artificiales.
b) Una mezcla, en iguales cantidades, de isómeros ópticos.
c) Una mezcla equimolecular de un ácido y una base.
d) Una mezcla de dos sustancias inmiscibles.

(O.Q.L. Murcia 1996)

16.17. El grupo funcional nitrilo es:
a) $-NO_2$
b) $-NH_2$
c) -NH-
d) Ninguno de los anteriores.

(O.Q.L. Murcia 1996)

16.18. El término enantiómeros se refiere a:
a) Mezclas de disolventes con el mismo punto de ebullición.
b) Sustancias con el mismo punto de fusión.
c) Isómeros ópticos.
d) Especies con el mismo número de átomos de azufre.

(O.Q.L. Murcia 1997)

16.19. El número de oxidación del carbono en el metanal (formaldehído) es:
a) 0
b) 4
c) 2
d) -4

(O.Q.L. Murcia 1997)

16.20. El número de isómeros de la especie química de fórmula molecular $C_2H_4Br_2$ es:
a) 1
b) 2
c) 3
d) 4

(O.Q.L. Murcia 1997)

16.21. La urea es una:
a) Amina
b) Cetona
c) Hormona
d) Amida

(O.Q.L. Murcia 1998)

16.22. ¿Cuántos isómeros estructurales le corresponden a la fórmula molecular $C_2H_3Cl_3$?
a) 1
b) 2
c) 3
d) 4

(O.Q.L. Murcia 1998)

16.23. El grupo funcional amida es:
a) $-NH_2$
b) -NH-
c) -CN
d) $-CONH_2$

(O.Q.L. Murcia 1999)

16.24. ¿Cuántos isómeros le corresponden a la fórmula molecular C_5H_{12}?
a) 2
b) 3
c) 4
d) 5

(O.Q.L. Murcia 1999)

16.25. ¿Cuál de los siguientes nombres debe darse, correctamente, a la especie química cuya fórmula semidesarrollada es $CH_3-CH_2-CO-CH_3$?
a) 3-Butanona.
b) 2-Butanona
c) Butanona
d) Metilpropanona

(O.Q.L. Murcia 2000)

16.26. ¿Cuántos isómeros estructurales de fórmula molecular C_8H_{10} contienen un anillo bencénico?
a) 2
b) 3
c) 4
d) 5

(O.Q.L. Murcia 2000)

16.27. El nombre correcto del compuesto de fórmula estructural es, según la nomenclatura IUPAC:

$CH_2-CH_2-CH_2$
CH_2
CH_3-CH_2

a) 2-Hexilciclopenteno
b) 5-Hexilciclopenteno
c) 1-(2-Ciclopentenil)hexano
d) 3-Hexilciclopenteno

(O.Q.L. Murcia 2000)

16.28. ¿En cuál de las siguientes especies químicas existe un triple enlace carbono-nitrógeno?
a) Etanoamida
b) Propanonitrilo
c) Metilamina
d) Trimetilamina

(O.Q.L. Murcia 2000)

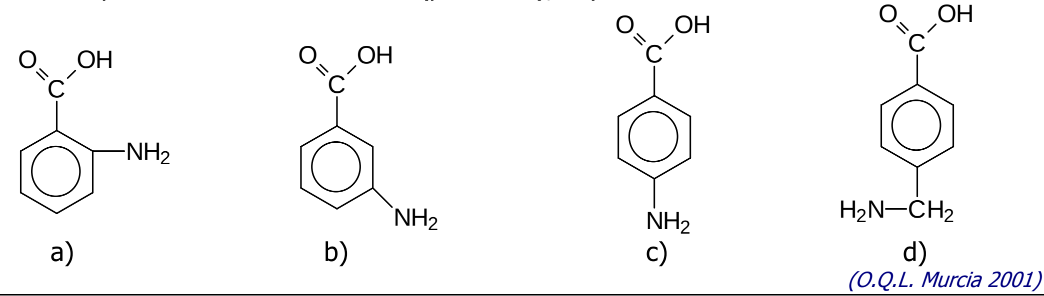
16.29. ¿Cuál de los siguientes compuestos no es aromático?
a) Tolueno
b) Benceno
c) Fenol
d) Acetileno

(O.Q.L. Murcia 2001)

16.30. ¿Cuál de los siguientes compuestos químicos orgánicos pudo haberse formado por reacción de un alcohol primario y un ácido carboxílico?
a) CH_3-CH_2-$COOCH_3$
b) CH_3-CH_2-CH_2-COOH
c) CH_3-CH_2-CH_2-CH_2OH
d) CH_3-CH_2-CO-CH_3

(O.Q.L. Murcia 2001)

16.31. Algunas lociones utilizadas para protegernos de las quemaduras del sol contienen cierta cantidad de ácido p-aminobencenocarboxílico (parabeno), cuya fórmula es:



(O.Q.L. Murcia 2001)

16.32. ¿De cuál de los siguientes compuestos orgánicos se puede decir que no presenta isómeros?
a) 1,1-Dicloroeteno
b) Butano
c) Ácido 2-hidroxipropanoico
d) Propano

(O.Q.L. Murcia 2001)

16.33. ¿Cuál de las siguientes formulas corresponde al metanal?
a) CH_3O
b) CH_2O
c) CHO
d) C_2H_4O

(O.Q.L. Murcia 2002)

16.34. La fórmula de la anilina es:
a) C_2H_6O
b) C_6H_7N
c) $C_6H_5NO_2$
d) C_2H_7N

(O.Q.L. Murcia 2002)

16.35. El nombre sistemático de la sustancia

CH_3 \ / CH_2-CH_3
CH-CH_2-CH_2-CH
CH_3 / \ CH_2-CH_2
|
CH_3

es:
a) 5-Etil-2-metiloctano
b) 2-Metil-5-etiloctano
c) 2-Metil-5-propilheptano
d) 1,6-Dimetil-3-etilheptano

(O.Q.L. Murcia 2003)

16.36. ¿Cuál de los siguientes compuestos es un éster?
a) CH_3-CO-CH_2OH
b) CH_3-COO-CH_3
c) CH_3-CO-CH_3
d) CH_3-O-CH_3

(O.Q.L. Murcia 2004)

16.37. El nombre de este hidrocarburo es:

$$\begin{array}{c} \quad CH_2\text{-}CH_3 \\ | \\ CH_3 - C - CH - CH_2 - CH_3 \\ | \quad\ | \\ CH_3\ CH_3 \end{array}$$

es:

a) 3,4-Dimetil-4-etilpentano
b) Isopropilpentano
c) 3,3,4-Trimetilhexano
d) 2,3-Dimetil-2-etilpentano

(O.Q.L. Murcia 2004)

16.38. Una sustancia orgánica con fórmula empírica C_3H_6O podría ser:

a) Fenol
b) Acetona
c) Ácido propanoico
d) Isopropanol

(O.Q.L. Murcia 2005)

16.39. La fórmula $C_3H_8O_3$ corresponde a:

a) Glicerina
b) Ácido propanoico
c) Hemiglucosa levógira
d) Propanona

(O.Q.L. Murcia 2006)

16.40. Louis Pasteur hizo un gran hallazgo cuando:

a) Demostró que al calentar cianato de amonio se obtiene urea.
b) Sintetizó poliestireno.
c) Descubrió que el poder colorante de la púrpura se debe a la anilina.
d) Separó isómeros ópticos con ayuda de un pincel muy fino.

(O.Q.L. Murcia 2006)

16.41. La fórmula general de un hidrocarburo de saturado de cadena abierta es:

a) C_nH_{2n-2}
b) C_nH_{2n+2}
c) C_nH_n
d) Ninguna de ellas.

(O.Q.L. Murcia 2006)

16.42. La anilina es:

a) Un alcohol
b) Un aldehído
c) Una amina
d) Una cetona

(O.Q.L. Murcia 2002)

SOLUCIONES									
16.1	d	16.2	b	16.3	e	16.4	d	16.5	e
16.6	d	16.7	c	16.8	c	16.9	e	16.10	a
16.11	a	16.12	a	16.13	b	16.14	b	16.15	a
16.16	b	16.17	d	16.18	c	16.19	a	16.20	b
16.21	d	16.22	b	16.23	d	16.24	b	16.25	c
16.26	c	16.27	c	16.28	b	16.29	d	16.30	a
16.31	c	16.32	d	16.33	b	16.34	b	16.35	b
16.36	b	16.37	c	16.38	b	16.39	a	16.40	d
16.41	b	16.42	c						

17. QUÍMICA NUCLEAR

17.1. Indique la proposición correcta:

a) La reacción $^{24}_{12}Mg + ^{4}_{2}He \longrightarrow ^{27}_{14}Si + ^{1}_{0}n$, es una reacción de fusión.

b) La reacción $^{235}_{92}U + ^{1}_{0}n \longrightarrow ^{97}_{40}Zr + ^{137}_{52}Te + 2^{1}_{0}n$, es una reacción de bombardeo.

c) La reacción $^{85}_{37}Rb + ^{1}_{0}n \longrightarrow ^{84}_{37}Rb + 2^{1}_{0}n$, es una reacción de fisión.

d) La reacción $^{2}_{1}H + ^{3}_{1}H \longrightarrow ^{4}_{2}He + ^{1}_{0}n$, es una reacción de fusión.

e) El $^{14}_{6}C$ muestra la misma reactividad nuclear que el $^{12}_{6}C$.

(O.Q.N. Barcelona 2001)

17.2. La energía asociada con la emisión de una partícula del ^{238}U, correspondiente a la siguiente reacción:

$$^{238}_{92}U \longrightarrow ^{234}_{90}Th + ^{4}_{2}He, \qquad \text{es:}$$

a) 4,2 MeV
b) 2 MeV
c) 18,4 MeV
d) 1,7 MeV
e) 6,5 MeV

(Masas atómicas (u): $^{238}_{92}U$ = 238,0508; $^{234}_{90}Th$ = 234,0437; $^{4}_{2}He$ = 4,0026; c = 2,9979·10^{8} m/s; 1 J = 6,2414·10^{12} MeV; 1 u = 1,66·10^{-24} g)

(O.Q.N. Barcelona 2001)

17.3. Una muestra de ^{37}Ar se desintegra por captura de un electrón con una vida media de 35 días. ¿Cuánto tiempo tardará en acumularse 90 g de ^{37}Cl?

a) 31 días
b) 39 días
c) 78 días
d) 116 días
e) 315 días

(O.Q.N. Oviedo 2002)

17.4. ¿Cuál de los siguientes tipos de emisiones nucleares conducen a una disminución de la carga nuclear?
A) Emisión alfa. B) Emisión beta. C) Emisión de positrones. D) Captura de electrones.

a) A y B
b) B y D
c) A y C
d) A, C y D
e) Solamente D

(O.Q.N. Tarazona 2003)

17.5. En una fiesta universitaria un invitado trajo una botella de brandy por la que pagó una importante cantidad de dinero, pues en la etiqueta indicaba que se había embotellado en tiempos de Napoleón (alrededor de 1800). Al día siguiente analizaron el brandy que sobró y encontraron que tenía un contenido en tritio (^{3}H) de 9,86% del que presenta el agua actual. ¿Cuánto tiempo hace que se embotelló el brandy? ($t_{½}$ de ^{3}H= 12,26 años)

a) 62 años
b) 41 años
c) 1252 meses
d) 197 años
e) 132 meses

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

17.6. ¿Cuál de los siguientes pares de núclidos son isóbaros?

a) $^{81}_{33}As$, $^{81}_{34}Se$

b) $^{82}_{34}Se$, $^{85}_{34}Se$

c) $^{81}_{27}Rb$, $^{88}_{32}Sr$

d) $^{85}_{35}Br$, $^{82}_{36}Kr$

e) $^{84}_{38}Sr$, $^{85}_{39}Y$

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

17.7. ¿Cuál de las siguientes ecuaciones químicas, correspondientes a otras tantas reacciones nucleares, es correcta?

a) $^{232}_{90}Th \longrightarrow ^{228}_{88}Ra + ^{0}_{-1}\beta$

b) $^{238}_{92}U \longrightarrow ^{232}_{90}Th + ^{4}_{2}\alpha$

c) $^{232}_{90}Th \longrightarrow ^{228}_{88}Ra + ^{4}_{2}\alpha$

d) $^{232}_{90}Th \longrightarrow ^{234}_{91}Pa + ^{4}_{2}\alpha$

(O.Q.L. Murcia 1997)

17.8. El período de vida media de un isótopo radiactivo es de un año, esto significa que:

a) Al transcurrir el año ya no producirá radioactividad.
b) Cada año su actividad se reduce a la mitad.
c) Al cabo de un año el contenido del envase estará caducado.
d) Al cabo de un año la masa contenida en un determinado envase se habrá reducido a la mitad.

(O.Q.L. Murcia 1999)

17.9. La vida media del ^{55}Cr radioactivo es de 1,8 horas. Si tenemos en cuenta que el tiempo necesario para llevar una muestra de este isótopo desde el reactor hasta nuestro laboratorio es de 10,8 horas, indique la cantidad de isótopo que hay que tomar para disponer finalmente de 1 mg de ^{55}Cr en el laboratorio.

a) 128 mg
b) 64 mg
c) 32 mg
d) 11 mg

(O.Q.L. Murcia 2003)

17.10. El isótopo ^{42}K tiene un tiempo de semidesintegración de 12 horas. ¿Cuál es la fracción de concentración inicial de dicho isótopo que queda después de 48 horas?

a) 1/16
b) 1/8
c) 1/4
d) 1/2

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

SOLUCIONES									
17.1	d	17.2	a	17.3	d	17.4	d	17.5	b
17.6	a	17.7	c	17.8	b	17.9	b	17.10	a

18. SEGURIDAD E HIGIENE

18.1. ¿Cuál de las siguientes precauciones sobre manipulación de productos químicos no es correcta?
a) Siempre es preciso abocar la disolución más concentrada sobre la más diluida.
b) Los productos inflamables se han de almacenar en las estanterías más elevadas.
c) Al mezclar un ácido con agua, se ha de echar el ácido sobre el agua y nunca al revés.
d) Si sobra alguna cantidad de reactivo, nunca se ha de volver a introducirlo en el recipiente original.

(O.Q.L. Baleares 2004)

18.2. En un laboratorio químico hay que tomar medidas relativas a la seguridad como son, entre otras, llevar gafas y usar peras de goma para pipetear. El correcto etiquetado de los productos químicos es también otra medida imprescindible. Indica cuál es la información que proporcionan los siguientes símbolos:


(1)


(2)

a) 1 irritante y 2 inflamable
b) 1 tóxico y 2 inflamable
c) 1 irritante y 2 explosivo
d) 1 corrosivo y 2 explosivo

(O.Q.L. Baleares 2004)

18.3. En un laboratorio químico siempre hay que tomar diversas medidas relativas a la seguridad. Desde este punto de vista, ¿cuáles de las siguientes frases son correctas?
1. Cuando las disoluciones son diluidas sí que se pueden pipetear con la boca.
2. No se pueden utilizar lentes de contacto.
3. Una disolución diluida de ácido nítrico se puede hervir fuera de la vitrina extractora siempre que el vaso que contenga la disolución esté tapado con un vidrio de reloj.
4. Los residuos orgánicos clorados líquidos que se generan en una reacción se pueden tirar por la pileta.
a) 1, 2
b) 2, 3
c) 3, 4
d) 2

(O.Q.L. Baleares 2004)

18.4. Para preparar exactamente 100 mL de una disolución de ácido clorhídrico 0,10 M se han de medir 10 mL de una disolución más concentrada (1,00 M) y hacer la dilución correspondiente. Indica que material se ha de emplear:
a) Pipeta y vaso de precipitados
b) Pipeta y matraz aforado
c) Probeta y matraz aforado
d) Bureta y matraz erlenmeyer

(O.Q.L. Baleares 2004)

18.5. En un laboratorio es muy importante tener todos los productos químicos bien etiquetados, aspecto que incluye los pictogramas de seguridad. ¿Qué significado tienen los siguientes pictogramas?


A


B

a) A indica corrosivo y B inflamable
b) A indica irritante y B tóxico
c) A indica corrosivo y B comburente
d) A indica irritante y B inflamable

(O.Q.L. Baleares 2005)

18.6. Las sustancias que por contacto con piel pueden originar inflamaciones tienen la categoría de:
a) Nocivas
b) Irritantes
c) Tóxicas
d) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Baleares 2006)

18.7. En un laboratorio es muy importante tener todos los productos químicos bien etiquetados, aspecto que incluye los pictogramas de seguridad. ¿Qué significado tienen los siguientes pictogramas?


A


B

a) A indica comburente y B explosivo
b) A indica explosivo y B irritante
c) A indica inflamable y B explosivo
d) A indica explosivo y B comburente

(O.Q.L. Baleares 2007)

SOLUCIONES									
18.1	b	18.2	d	18.3	d	18.4	b	18.5	c
18.6	b	18.7	a						